ЛЬВІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ ІВАНА ФРАНКА

ГЕОГРАФІЧНИЙ ФАКУЛЬТЕТ

О.С. БОНІШКО

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ З ДИСЦИПЛІНИ

ХІМІЯ СФЕР ЗЕМЛІ

ЛЬВІВ 2018

Бонішко О.С. Лабораторний практикум з дисципліни «Хімія сфер Землі»: навчальний посібник. М. Львів. 2018. – 150с.

Укладач: Бонішко О.С., к.х.н., доцент кафедри грунтознавства і географії грунтів географічного факультету Львівського національного університету імені Івана Франка.

Рецензенти: Василечко В.В., к.х.н., професор кафедри природничих наук та захисту навколишнього середовища факультету товарознавства, управління та сфери обслуговування Львівського торговельно-економічного університету.

Жак О.В., к.х.н., доцент кафедри аналітичної хімії хімічного факультету Львівського національного університету імені Івана Франка.

Рекомендовано кафедрою грунтознавства і географії грунтів _____

ЗМІСТ

Частина І. Лабораторні заняття

Техніка безпеки в хімічній лабораторії

Лабораторна робота №1. Техніка роботи в хімічній лабораторії. Хімічний посуд та реактиви

*Лабораторна робота №*2. Хімічні властивості та роль катіонів у природних водах. Якісне визначення катіонів.

Лабораторна робота №3. Хімічні властивості та роль аніонів у природних водах і грунтовому розчині. Якісні реакції на аніони.

Лабораторна робота №4. Гравіметричне визначення води в сполуках. Визначення сульфатів у формі кристалічного осаду.

Лабораторна робота №5. Одержання кристалічного осаду.

Лабораторна робота №6. Приготування істинних розчинів і їх розведення

Лабораторна робота №7. Кондуктометричне визначення мінералізації природних і питних вод

Лабораторна робота №8. Визначення сили електролітів кондуктометричним методом

Лабораторна робота № 9. Потенціометричне і колориметричне визначення кислотності розчинів

Лабораторна робота №10. Титриметричний метод визначення твердості, кислотності, лужності природних вод

Лабораторна робота №11. Приготування буферних розчинів. Визначення буферної ємності за кислотою.

Лабораторна робота №12. Спектрофотометрія забарвлених сполук і концентраційне визначення їх компонентів

Лабораторна робота №13. Хроматографічний метод розділення хлорофілу, чорнил.

Лабораторна робота №14. Потенціометричне визначення нітратів у харчових продуктах.

Частина ІІ. Задачі і вправи з хімії *(Завдання до самостійної роботи)*

2.1. Урівнювання окисно-відновних реакцій

2.2. Задачі на визначення якісного складу сполук.

2.3. Задачі на розчини.

2.1.1. Задачі на масову частку.

2.1.2. Задачі на молярну концентрацію.

2.1.3. Задачі на мінералізацію вод.

2.4. Задачі за величиною pH.

2.5. Задачі на електролітичну дисоціацію.

2.6. Задачі на електроліз, гідроліз.

2.7. Задачі на термодинаміку.

Список рекомендованої літератури

Додаток

Курс "Хімія сфер Землі" знайомить студентів із методами хімічного аналізу, їх використання при дослідженні природних об’єктів. Розуміння суті фізико-хімічних процесів, що відбуваються в природному середовищі.

Навчальний посібник включає 14 лабораторних робіт. Кожній роботі передує скорочений теоретичний матеріал за темою роботи. Наведено правильність виконання аналітичних робіт, вміння володіння основними інструментами в лабораторії. Метою виконання лабораторних робіт є досягнення свідомого засвоєння фізико-хімічної сутності процесів.

Друга частина посібника дозволяє перевірити і засвоїти знання студентів при розв’язуванні типових задач з хімії.

ЧАСТИНА І. ЛАБОРАТОРНІ ЗАНЯТТЯ

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Правила охорони праці під час роботи в хімічній лабораторії

Основні правила безпечної роботи в хімічних лабораторіях, затверджені Міністерством надзвичайних ситуацій України від 11 вересня 2012 року відповідно до статті 28 Закону України «Про охорону праці».

1. Заходити в лабораторію та перебувати в ній студент повинен лише з дозволу викладача або інженера.

2. Виконувати лабораторну роботу студент повинен у спецодязі (халат, рукавички). Верхній одяг здається в гардеробну, сумки і рюкзаки залишають у належному місці – в шафі або на вішалці.

3. Під час виконання роботи студентові надається робоче місце, яке повинно бути чистим і не містити зайвих предметів. По завершенні роботи столи витираються вологою ганчіркою.

4. Забороняється приносити їжу в лабораторію.

5. Забороняється використовувати хімічні речовини не за призначенням, наприклад куштувати на смак реактиви.

6. Роботи в лабораторії повинні проводитися тільки при справній вентиляції. Використання агресивних, їдких та летких речовин слід проводити під витяжною шафою, яку вмикають за 30 хв до початку проведення робіт та користуватись хімічно стійким посудом.

7. При роботі з електроприладами, газовими горілками, електричними нагрівачами необхідно дотримуватись інструкції з експлуатації та користуватись з дозволу викладача та інженера. Забороняється переносити включені прилади та залишати без нагляду робоче місце, ввімкнені нагрівальні прилади і працююче лабораторне обладнання.

8. При появі в приміщенні запаху газу необхідно негайно припинити користування газовими приладами, не запалювати вогонь, не

вмикати і не вимикати електроосвітлення і електроприлади, перевірити, чи закриті всі крани у газових приладів, відкрити вікна для провітрювання приміщення і викликати аварійну службу.

9. Після закінчення роботи черговий повинен витерти дошку, вимкнути світло, електроприлади, перекрити водні та газові крани, що застосовувалися при виконанні певної операції, а студент – привести в порядок своє робоче місце.

Розглянемо найпоширеніші забороняючі знаки (табл. 1.0).

Таблиця 1А

Забороняючі знаки

Зображення знаку	**Значення знаку**
	виливати і висипати залишки реактивів у банки, з яких вони взяті
	вживати їжу в хімічному кабінеті та пробувати реактиви на смак
	набирати однією й тією ж піпеткою різні речовини
	залишати неприбраними розсипані або розлиті реактиви

Правила надання першої медичної допомоги в хімічній лабораторії

Опіки кислотами і лугами.

При хімічних опіках уражене місце промивають струменем води з-під крана впродовж тривалого часу - не менше 15 хв, оскільки речовина в тій чи іншій мірі проникає вглиб уражених тканин і для його видалення потрібен

певний час. Далі ***при опіках кислотами рану змочують 2%-м розчином бікарбонату натрію, а при опіках лугами - 2%-м розчином оцтової, лимонної або винної кислот.***

Якщо агресивне речовина потрапила на шкіру через одяг, її слід перед зняттям розрізати ножицями, щоб не збільшити площу ураження. Синтетичний одяг може розчинятися в деяких агресивних речовин, наприклад, в сульфатній кислоті. При змиванні водою полімер коагулює і покриває шкіру липкою плівкою. В цьому випадку промивання не досягає мети. Необхідно спочатку якомога ретельніше стерти кислоту з шкіри сухою бавовняною тканиною і лише потім промивати водою.

Потрапляння агресивних речовин в очі.

Необхідно якнайшвидше промити очі водою за допомогою душу або водяного фонтанчика впродовж 10-15 хв. Повіки ураженого ока під час промивання повинні бути розсунуті. За відсутності фонтанчика у таких випадках рекомендується, опустити обличчя в таз або велику каструлю з водою.

У разі потрапляння в очі кислоти після промивання водою продовжують промивання 2%-м розчином бікарбонату натрію. При різких болях закапують 1-2 краплі 1%-го розчину новокаїну.

Особливо небезпечні ураження очей лугами. Після видалення більшої частини луги за допомогою струменя води впродовж 5-10 хв продовжують промивати очі фізіологічним розчином хлориду натрію ще 30-60 хв. При ураженні очей лугами корисно промивати 1%-м розчином аскорбінової кислоти в теплій воді. Після ретельного промивання очей слід негайно звернутися до лікаря.

Ураження електричним струмом.

Вихід ураження струмом залежить від тривалості його впливу на людину. Тому головне завдання при наданні першої допомоги - якнайшвидше звільнити потерпілого від дії струму. У приміщеннях

лабораторій це швидше і надійніше за все досягається шляхом відключення електроенергії загальним рубильником. Допускається відключення від мережі приладу, що викликав ураження. Забороняється торкатися голими руками до голих частин тіла потерпілого до розмикання електричного кола.

Якщо потерпілий втратив свідомість, слід в першу чергу перевірити пульс і дихання. При наявності дихання і пульсу необхідно укласти його на спину і повернути голову в бік, щоб попередити западання язика. Далі вживають заходів, щоб привести потерпілого до тями - оббризкують обличчя холодною водою, дають нюхати вату змочену нашатирним спиртом. Після того як він прийде до тями, йому дають випити настойки валеріани (15-20 крапель) і гарячого чаю, а також викликати лікаря.

Якщо дихання слабке і нерівне, виробляють штучне дихання і масаж серця. Якщо дихання і пульс відсутні негайно почати робити штучне дихання за способом «з рота в рот» з одночасним масажем серця. Якщо на тілі потерпілого є опіки, першу допомогу слід надавати так само як при термічних опіках.

Термічні опіки.

Завдання першої допомоги при важких термічних опіках полягає в боротьбі з болем і запобігання травмування, подразнення і забруднення обпалених ділянок. Для зняття болю слід застосовувати будь-які доступні знеболюючі засоби: амідопірин (0,5 г), анальгін (0,5-1 г), ацетилсаліцилову кислоту (0,5-1 м). Рекомендується також прийом димедролу (0.1 г) або супрастину (0.025 г). Дієвим засобом знеболення при опіках служить застосування сухого холоду (лід, сніг, холодна вода в міхурі або поліетиленовому мішечку) поверх пов'язки. Охолодження одночасно зменшує набряк і запальні процеси в обпалених тканинах.

За ступенем тяжкості опіки прийнято умовно поділяти на 4 групи:

• I ступінь - еритема (почервоніння) шкіри,

• II ступінь - утворення пухирів,

• III ступінь - омертвіння окремих ділянок шкіри,

• IV ступінь - омертвіння глибше лежачих тканин.

При термічних опіках шкіри (крім обмежених опіків I ступеня) слід викликати лікаря або негайно доставити потерпілого до найближчої лікувальної установи. Опіки I ступеня небезпечні при ураженні більше 50% поверхні тіла, опіки II ступеня призводять до розвитку опікового шоку при ураженні 25-30% поверхні, опіки III ступеня - менше 25% поверхні (долонька людини дорівнює приблизно 1% поверхні його тіла).

Таблиця 2А

Перша допомога при нещасних випадках в хімічній лабораторії

Можливі нещасні випадки	**Перша допомога**
Поріз склом	видалити залишки скла витерти рану чистою марлею або багатою присипати порошком білого стрептоциду і зав'язати рану марлевою пов'язкою
Поранення, сильна кровотеча	зупинити кров за допомогою пов'язки, накладаючи її вище рани каучуковою трубкою або резиновим ремнем, забинтувати і звернутись до медпункту
Опіки розпеченими предметами або опіки водяною парою або кип'яченою водою	змазати опечене місце насиченим розчином калій перманганату $KMnO_4$ або 5% розчином лініментом синтоміцину
Опіки концентрованими кислотами	ретельно змити кислоту водою впродовж двох-трьох хвилин після чого змазати опечене місце 5-10% розчином соди $NaHCO_3$ або присипати порошком цієї соди (можна використати порошок кальцій карбонат)

Можливі нещасні випадки	**Перша допомога**
Опіки плавиковий кислотою	помістити опечене місце на 10-15 хв 3% розчином гідроксиду амонію або 10% розчином або промити великою кількістю води, потім накласти компрес з пасти, приготовленої з суспензії МО
Опіки очей концентрованими кислотами	ретельно промити очі двох відсотковим розчином питної соди $NaHCO_3$ або бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
Опіки очей лугами	після ретельного промивання очей водою промити їх слабкою кислотою 2% розчином борної або оцтової кислоти
Опіки рідким бромом	промити уражене місце водою і слабким розчином аміаку, поставити компрес із 1% розчином карболової кислоти
Отруєння лабораторними газами (світильним газом, оксидами нітрогену, бромом, аміаком та ін.)	вивести потерпілого на свіже повітря, якщо є потреба, зробити штучне дихання і дати кисень; при отруєнні бромом і хлором, а також йодом обережно вдихати пари аміаку з 10% розчину гідроксиду амонію, добре провітрити приміщення
Отруєння кислотами (HCl, H_2SO_4, HNO_3, CH_3COOH)	приймати внутрішньо суспензію магнезії, молоко, муку з водою
Отруєння лугами (NaOH, KOH, Na_2CO_3, K_2CO_3)	приймати внутрішньо 5 % розчин оцтової кислоти, лимонної кислоти або сік лимона

До надання медичної допомоги лікарем необхідно обережно, не допускаючи травмування, оголити обпечену ділянку і закрити його сухою асептичною пов'язкою. З обпаленої ділянки не можна знімати прилиплі залишки обгорілої одягу і взагалі будь-яким чином очищати його. При опіках II та III ступеня не слід змочувати обпалені ділянки холодною водою. В рамках надання першої допомоги не допускається також промивання важких опіків етиловим спиртом, перекисом водню або іншими засобами, змазування мазями, жирами і маслами, присипання питною содою, крохмалем.

Лабораторна робота №1

ТЕХНІКА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ. ХІМІЧНИЙ ПОСУД ТА РЕАКТИВИ

Правила користування хімічним посудом

1. При змішуванні або розведенні речовин, що супроводжується виділенням тепла, слід користуватися термостійким скляним або фарфоровим посудом. На термостійкість посудини вказує спеціальний знак «матовий прямокутник» ( ).
2. Скляний термостійкий посуд забороняється нагрівати на відкритому вогні без термостійкої сітки.
3. Тонкостінні хімічні склянки і колби зі звичайного скла забороняється нагрівати на відкритому вогні та електроплитках.
4. Посудину із гарячою рідиною при перенесенні необхідно тримати обома руками: однією - за дно, а іншою - за горловину. Великі хімічні стакани з рідиною потрібно піднімати тільки двома руками так, щоб відігнуті краї стакана спиралися на вказівні пальці.
5. Хімічні реакції при нагріванні в пробірках здійснюють на водяній бані або на газовій горілці (спиртівці). У другому випадку пробірку нагрівають, тримаючи її тримачем і проводять пальником вздовж поверхні, лише потім локально підігрівають суміш речовин.
6. Для миття посуду використовують йоржик та соду, а у випадку сильнозабрудненої посудини – хромову суміш (калій дихромат на сульфатній кислоті 1:2).

Застосування хімічного посуду потребує доброї обізнаності про його властивості та призначення. У хімії користуються посудом з різних матеріалів: скла, поліетилену, фарфору та металу. Вироби з поліетилену набувають все більше популярності через їх хімічну стійкість та довге використання. Проте ряд операцій неможливо здійснити без скляного посуду.

Вироби із тонкостінного скла призначені для проведення хімічних реакцій за високої температури, оскільки стійкі до зміни температур, в той час як посуд із товстостінного скла нагрівати не можна. Якщо звичайне скло плавиться за 500-600ºС, то термостійке боросилікатне скло, що містить оксид бору, плавиться за температури вище 800ºС. Фарфоровий посуд також термостійкий, його температура плавлення близько 1500ºС, і використовують для випарювання летких речовин чи їх прокалювання. Аналогічні властивості вияляє металевий посуд з температурою плавлення 700-1000ºС.

Класифікують хімічний посуд ще за призначенням: *загального призначення*, *спеціального призначення* і *мірний* (рис. 1.1).

Посуд *загального призначення* використовують в хімічному аналізі для проведення стандартних операцій: розчинення, осадження, зважування. Наприклад, пробірки використовують для демонстраційних дослідів, годинникове скло – для зважування, шпатель – для відбору твердих речовин, а хімічні склянки застосовують для проведення реакцій осадження, розчинення речовин.

До групи *спеціального призначення* відноситься посуд, який застосовують з певною метою. У товстостінному посуді зберігають реактиви, зокрема рідини – в склянках з притертими пробками, тверді речовини – в склянках з кришкою. З товстого скла виготовляють реторти, скляні трубочки, призначені для внесення порційних кількостей речовин. Двофазні системи розділяють ділильною лійкою, а суспензії (рідина з осадом) – лійкою з фільтром.

Мірний посуд призначений для вимірювання об’єму рідин. Чим нижча ціна ділення шкали на посудині, тим вища точність вимірювання об’єму. За цією ознакою піпетки і бюретки використовують для взяття малих кількостей речовини, а циліндри, градуйовані хімічні стакани, мензурки – для грубого вимірювання об’єму. Однак, колби використовують для виготовлення розчинів різних конценентрацій та їх зберігання.

До *фарфорового посуду* відносять чашки, тиглі, ступки з товкмачиком, шпателі. Фарфорові чашки застосовують для випаровування розчинів, а фарфорові тиглі – для прожарювання речовин у муфельних печах. У ступках подрібнюють тверді речовини.

Велике значення під час виконання хімічних експериментів має *допоміжне приладдя*: металевий штатив, штатив для пробірок, щипці для пробірок і тиглів, азбестова сітка (рис. 1.1). Для зважування речовин використовують терези.

мірна колба

колба сферична плоскодонна

колба конічна Ерленмейєра

колба К'єльдаля круглодонна

колба Вюрца

колба Бунзена для фільтрування

пікнометр

піпетка градуювальна

піпетка Мора

бюретка без крану

пробірка циліндрична

пробірка конічна

хімічний стакан

мензурка

реторта або

крапельниця

промивалка

лійка звичайна

лійка ділильна сферична

лійка ділильна грушевидна

лійка ділильна циліндрична

скло годинникове

чашка Петрі

бюкс скляний

бутиль Вульфа

ексикатор

ложка керамічна

ступка фарфорова з товкмачиком

тигель фарфоровий з кришкою

чашка фарфорова випарювальна

затискач

щіпці тигельні

шпатель

предметне скло

штатив для бюреток

штатив для пробірок

штатив для піпеток

Рис. 1.1. Хімічний посуд та лабораторне обладнання.

Правила користування хімічними речовинами

1. Хімічні речовини зберігають у спеціальному ізольованому приміщенні за межами хімічної лабораторії в герметично закритому скляному або поліетиленовому посуді.

2. Світлочутливі реактиви зберігають в посуді з темного скла, фторовмісні – в поліетиленовому.

3. На кожній посудині повинна бути етикетка з точною назвою речовини та з написом, що свідчить про наявність у речовині отруйних, вогненебезпечних властивостей: червона - "Вогненебезпечно", жовта - "Отрута", зелена - "Берегти від води" або інших.

4. Зберігати хімічні речовини із нерозбірливими написами та без етикеток не дозволяється. Речовини в склянках, що не мають етикеток, підлягають знищенню.

5. Сухі тверді речовини набирають металевим шпателем або пластмасовими лопатками, ложечками.

6. Забороняється набирати концентровані кислоти, луги піпеткою без дозатора або гумової груші.

7. При розведенні розчин кислоти потрібно невеликими порціями вносити до води, використовуючи рукавички.

8. При відкриванні посудини корок поміщають зовнішньою частиною на стіл поряд з тарою.

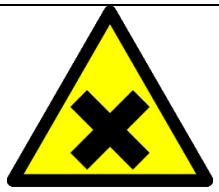
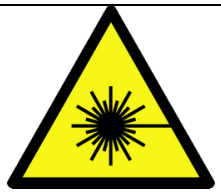
9. При переливанні рідини посудину потрібно тримати так, щоб етикетка знаходилась зверху перед очима. Щоб рідина не розливалась найкраще використовувати посуд з носиком – мензурку або хімічний стакан, а посуд, до якої вносять рідину, потрібно забезпечити лійкою.

10. Всі реактиви треба берегти від забруднення і не плутати корки від посудин, користуватись чистим шпателем. Якщо посуд з реактивом відкритий і відсутній корок, необхідно взяти корок належного розміру, помити, витерти та герметично закрити тару.

Реактив – це хімічна речовина, яку використовують в хімічному аналізі. Реактиви мають різні властивості, тому їх зберігають у відповідних, призначених місцях. Наприклад, органічні реактиви окремо від неорганічних, а рідкий реактив (кислоти) окремо від твердих (сіль). Так само поводяться з агресивними речовинами – лугами, кислотами, їм виділяють належне місце під витяжною шафою. Крім цього для речовин, які володіють особливо небезпечними властивостями, запропоновано ряд застерігаючих знаків, наведених нижче. Ці маркування часто використовують на тарі з побутовими засобами (порошки, лаки, фарби).

Таблиця 1.1

Застерігаючі знаки

Зображення знаку	**Значення знаку**	**Зображення знаку**	**Значення знаку**
	Отруйна речовина		Їдка та корозійна речовина
	Пожежонебезпечна речовина. Окисник		Увага. Небезпека.
	Пожежнонебезпечні. Легкозаймиста речовина		Обережно. Шкідливі для здоров’я алегрічні речовини
	Радіоактивна речовина		Біологічна небезпека Інфекційні речовини
	Вибухонебезпечна речовина		Лазерне випромінювання

Властивості речовин обумовлені переважно їх хімічним складом, який дозволяє ідентифікувати речовину та визначати взаємодію їх з іншими речовинами та навколишнім середовищем.

Лабораторна робота №2

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ТА РОЛЬ КАТІОНІВ У ПРИРОДНИХ ВОДАХ. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА КАТІОНИ.

Катіони – це позитивнозаряджені частинки (іони). До найбільш поширених катіонів у природі відносять одно-, двох- і трьохзаряджені катіони металів, які розташовані у верхній частині періодичної системи елементів. Наприклад, катіон калію (K^{+}), катіон магнію (Mg^{+2}), катіон алюмінію (Al^{+3}).

У складі природних вод катіони трапляються в різних кількостях: макрокомпоненти в мг/л, мікрокомпоненти в мкг/л (або нг/л), біогенні сполуки в мг/л, але на 1-2 порядки менші за макрокомпоненти.

До макрокомпонентів належать катіони кальцію (Ca^{+2}) і магнію (Mg^{+2}), натрію (Na^{+}) і калію (K^{+}). Перша пара катіонів переважає в прісних водах, а друга пара – в солених водах.

Мікрокомпонети вод утворені катіонами важких металів, що містять молекулярну масу вище за 50 г/моль. Це катіони цинку (Zn^{+2}), купруму (Cu^{+2}), мангану (Mn^{+2}), плюмбуму (Pb^{+2}). Їх концентрація підлягає жорсткому моніторингу, оскільки їх завищені кількості призводять до токсикації організму.

Біогенні катіони – це катіони амонію ($NH_4{}^{+}$) та феруму (Fe^{+3}, Fe^{+2}), які є результатом життєдіяльності водної рослинності та живих організмів. Високий вміст біогенних сполук обумовлює закиснення і цвітіння вод.

Для визначення катіонів застосовують якісний аналіз, який дозволяє розділяти, визначати компоненти в розчинах або сумішах. Якісний аналіз запропонований Робертом Бойлем, який увів уявлення про хімічні елементи як нерозкадаючі основні частини складних речовин і систематизував відомі на той час якісні реакції.

Якісна реакція – специфічна хімічна реакція, яка супроводжується утворенням осаду, виділенням газу, зміною забарвлення розчину. Ці реакції засновані на іонних рівняннях, є завершеними, селективними, високочутливими і відбуваютьсчя лише в одному напрямку. Однак для їх застосування проводять підготовчі роботи з визначуваним компонентом. Якісний аналіз на катіони в природних водах здійснюється в кілька операцій:

- розділення катіонів за хімічними властивостям за допомогою реагенту і одержання їх у формі осаду,
- відфільтрування осаду,
- розчинення осаду,
- застосування якісних реакцій на визначення окремого катіону.

Розділення катіонів полягає у використанні групового реагенту для сполучення деяких з них, що володіють спільними властивостями, і відокремлення їх за допомогою центрифуги. Виділяють 5 груп катіонів.

До першої групи катіонів належать катіони лужних металів ($Li^+, Na^+, K^+, Cs^+, NH_4{}^+$). Солі цих сполук розчинні, тому визначають їх у полум'ї, який за наявності того чи іншого катіону забарвлюється в певний колір. У присутності Li^+ полум'я набуває темно-рожевого кольору, Na^+ - жовтого кольору, K^+ - фіолетового кольору, Cs^+ - голубого кольору.

Друга група катіонів осаджується ортофосфатом в амонійному середовищі. До них відносять катіони Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Al^{3+}, Bi^{3+}.

Третя група катіонів (Cu^{2+}, Zn^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Hg^{2+}, Mn^{2+}) відокремлюється розчином аміаку, з яким катіони утворюють комплексні сполуки яскравого забарвлення – аміакати. Аміакт купруму має синій колір.

Четверту групу катіонів (Si^{4+}, As^{5+}, Sb^{5+}, Sn^{4+}, Sn^{2+}) осаджують концентрованою нітратною кислотою, під дією якої катіони утворюють важкорозчинні кислоти – силікатну, арсенатну, стибіатну, станатну.

До п’ятої групи катіонів належать катіони $(Ag^{+},\ Pb^{2+},\ Hg_2{}^{2+})$, які утворюють важкорозчинні хлориди в присутності хлоридної кислоти.

Розділення катіонів можна уникнути, якщо розчин містить катіони різних груп, тоді визначати їх наявність за допомогою якісних реакцій або застосовувати маскувальні агенти, які усувають вплив заважаючих катіонів.

Дослід 2.1. Якісна реакція на визначення іонів кальцію (Ca^{2+})

Методика визначення:

Катіони кальцію визначають реакцією з амоній оксалатом в кислому середовищі. У пробірку вносимо 5 мл 5% розчину кальцій хлориду, підкислюємо 1-2 мл 10% розчину оцтової кислоти. Після перемішування розчину скляною паличкою додаємо по крапельках розчин амоній оксалату доки не появиться утворення осаду згідно хімічного рівняння:

$$CaCl_2 \ + \ (\boldsymbol{NH_4})_2\boldsymbol{C_2O_4} \ \rightarrow \ CaC_2O_4\downarrow \ + \ 2NH_4Cl$$

Амоній оксалат (щавелевокислий амоній)

$$Ca^{2+} + C_2O_4{}^{2-} \rightarrow CaC_2O_4\downarrow$$

У другій пробірці перевіряємо наявність кальцію у природній воді. Для цього у чисту пробірку додаємо воду, оцтову кислоту та реагент на кальцій. Поява осаду свідчить про виявлення іонів кальцію у воді, відсутність змін в пробірці вказує на не виявлення іонів Ca^{2+}.

Дослід 2.2. Якісне реакція на визначення іонів магнію (Mg^{2+})

Методика визначення:

Якісною реакцією на катіони магнію є реакція з натрій гідрогенортофосфатом в амонійному середовищі. До пробірки, що містить 5 мл розчину солі – магній хлориду або магній нітрату (5%), додаємо 1-2 мл 10% розчину натрій ортофосфату та хлоридно-амонійний буфер (розчини гідроксиду амонію і амоній хлорид). Розчин перемішуємо скляною паличкою і слідкуємо за змінами в пробірці, що відповідають хімічним рівнянням:

$$MgCl_2 + \boldsymbol{NH_4OH} + \boldsymbol{Na_2HPO_4} \rightarrow MgNH_4PO_4 \downarrow + H_2O + 2NaCl$$

Амоній гідроксид **Натрій гідрогенортофосфат**

$$Mg^{2+} + NH_4{}^{+} + HPO_4{}^{-} + OH^{-} \rightarrow MgNH_4PO_4 \downarrow + H_2O$$

Для виявлення іонів магнію у воді в другу пробірку вносять 5 мл досліджуваної води та регенти на магній ($Na_2HPO_4, NH_4Cl, NH_4OH$). Пробірку з розчином залишають в спокої на 2 хв, потім порівнюють результат з першою пробіркою.

Дослід 2.3. Якісна реакція на визначення іонів амонію (NH_4^+)

Амоній визначають реакцією з реактивом Неслера ($K_2[Hg\mathrm{I}_4] + KOH$). Розчин солі амонію (амоній хлорид) вносять у пробірку об'ємом 5 мл і додають по крапельках реактив Неслера доки розчин набуватиме яскравого кольору. Якщо в розчині утворюється осад як за рівняннями реакцій, то бажано його розвести дистильованою водою, оскільки адсорбується на стінках посудини.

$$NH_4Cl + 2\boldsymbol{K_2[HgI_4]} + 4KOH \rightarrow [NH_2 \quad Hg_2I_2]I \downarrow + 7KI + KCl + 3H_2O$$

Реактив Неслера (калій тетрайодомеркуріат)

$$NH_4{}^{+} + [\boldsymbol{HgI_4}]^{2-} + OH^{-} \rightarrow [NH_2 \quad Hg_2I_2]I \downarrow + I^{-} + H_2O$$

У другій пробірці виявляємо наявність амонію в природній воді. Для цього вносимо 5 мл води, сегнетову сіль як маскувальний агент та реактив Неслера. Висновки проводимо, порівнюючи результати даного аналізу з першою пробіркою.

Дослід 2.4. Якісна реакція на визначення іонів феруму(III) (Fe^{3+})

Для визначення іонів феруму (III) застосовують дві класичні якісні реакції, в присутності роданіду калію ($KSCN$) та жовтої кров'яної солі ($K_4[Fe^{II}(CN)_6]$).

У дві пробірки вносять по 5 мл розчину солі ферум хлориду та реагенти. До першої пробірки невеликими порціями додають калій роданід

(а), до іншої – 1-2 краплі 10% розчину HNO_3 і 2-3 краплі жовтої кров'яної солі (б). В обох пробірках змінюється забарвлення розчину через утворення комплексних солей феруму. Їх утворення відображають рівняння реакцій:

$$\textbf{а)}\ Fe\mathrm{Cl}_3 + 6\boldsymbol{KSCN} \rightarrow \mathrm{K}_3[\mathrm{Fe(SCN)}_6]^{3+} + 3K\mathrm{C}l$$

Калій роданід (калій тіоціанат) Калій гексатіоціаноферрат(III)

$$\mathrm{Fe}^{3+} + 6\mathbf{SCN}^{-1} \rightarrow [\mathrm{Fe(SCN)}_6]^{3+}$$

$$\textbf{б)}\ 4FeCl_3 + 3\,\boldsymbol{K_4[Fe^{II}(CN)_6]} \rightarrow Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3 + 12KCl$$

Жовтаа кров'яна сіль (калій гексаціаноферрат(II)) Берлінська блакить

$$Fe^{3+} + [\boldsymbol{Fe^{II}(CN)_6}]^{\boldsymbol{-4}} \rightarrow Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3$$

Для виявлення іонів $\mathbf{Fe^{3+}}$ у природній воді використовуємо один з реагентів (**а** або **б**).

Дослід 2.5. Якісна реакція на визначення іонів феруму(II) ($\mathbf{Fe^{2+}}$)

Якісною реакцією на ферум(II) є реакція з червоною кров'яною сіллю ($K_3[Fe^{III}(CN)_6]$). У пробірку з 5 мл 5% розчину солі Мора ($(NH_4)_2Fe^{II}(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$) вносять по краплях розчин червоної кров'яної солі і спостерігаємо за появою яскравого кольору. Якщо в розчині утворюється осад як за рівняннями реакцій, то його розводимо дистильованою водою, щоб він не адсорбувався на стінках посудини.

$$3FeCl_2 + 2\boldsymbol{K_3[Fe^{III}(CN)_6]} \rightarrow Fe_3^{II}[Fe^{III}(CN)_6]_2 \downarrow + 6KCl$$

Червона кров'яна сіль (калій гексаціаноферрат(III)) Турбулева синь

$$Fe^{2+} + [\boldsymbol{Fe^{III}(CN)_6}]^{\boldsymbol{-3}} \rightarrow Fe_3^{II}[Fe^{III}(CN)_6]_2 \downarrow$$

У другу пробірку вносимо досліджувану воду та реагент на Fe^{2+}, слідкуємо за проходженням реакції, результат якої звіряємо з першою пробіркою, де виявлено іони $\mathbf{Fe^{2+}}$.

Результати досліджень вносимо до таблиці 2.1.

Таблиця 2.1

Результати якісного визначення катіонів в природних водах (приклад)

Досліджуваний розчин	Зміни в розчинах (наявність катіона «+»)					
	Ca^{+2}	Mg^{2+}	$NH_4{}^{+}$	Fe^{3+}(а)	Fe^{3+}(б)	Fe^{2+}
Розчин солі						
Дистильована вода	-	-	-	-	-	-
Вода (місце відбору)	+	+	-	-	-	-

Лабораторна робота №3

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ТА РОЛЬ АНІОНІВ У ПРИРОДНИХ ВОДАХ І ГРУНТОВОМУ РОЗЧИНІ. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА АНІОНИ.

Аніони – це негативно заряджені іони, які трапляються у водних розчинах солей і кислот. Хімічні властивості аніонів визначаються зарядом іону та його розміром. Чим менший заряд іону та його радіус (тобто в періодичній системі елемент розташований у верхній частині таблиці), тим вища розчинність аніона. Тому солі, в складі яких містяться однозаряджені аніони (Cl^-, Br^-, NO_3^-), розчиняються краще за двозаряджені (CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, S^{-2}) і трьохзаряджені (PO_4^{-3}, BO_3^{-3}).

Елементний склад аніонів обумовлене середовищем, де перебуває іон. *Аніони окисники* (NO_3^-, CO_3^{2-}, SO_4^2, PO_4^{-3}) – це оксигеновмісні аніони, в яких елемент перебуває у вищих ступенях окиснення, і трапляється в окисному середовищі, насиченому киснем – озера, ріки і моря. Безоксигеновмісні аніони та оксигеновмісні аніони, до складу яких входять неметали і метали в проміжних ступенях окиснення називають *аніонами відновниками* (NO_2^-, SO_3^{-2}, S^{-2}, Cl^-, Br^-) і зустрічаються у відновному середовищі (болото, підземні води, зацвівші озера). Наприклад, біля болота відчувається запах тухлих яєць, що спричинений наявністю сірководню (H_2S). У верхніх горизонтах грунту в складі грунтового розчину містяться переважно аніони-окисники, а в нижніх горизонтах – аніони-відновники.

Аніони окисники визначають за допомогою реактиву - йодиду калію в кислому розчині, який оксинюється з утворенням елементарного йоду, що виявляється за синім забарвленням крохмалю. Виявлення аніонів відновників проводять за допомогою розчину перманганату калію, який знебарвлюється в сульфатнокислому середовищі при їх дії.

Поділ аніонів на групи грунтується на їх відношенні до різних реагентів, з якими вони утворюють малорозчинні осади, газоподібні сполуки або забарвлні сполуки.

В якісному аналізі виділяють 2 групи аніонів:

У першу групу входять аніони, які утворюють з барій хлоридом важкорозчинні сполуки – осади. Це сульфат-іон $SO_4{}^{-2}$, сульфіт-іон $SO_3{}^{-2}$, карбонат-іон CO_3^{-2}, ортофосфат-іон PO_4^{-3}.

До другої групи аніонів належать хлорид-іон Cl^-, бромід-іон Br^-, йоди-іон I^-, сульфід-іон S^{-2}. Їх відокремлюють від інших аніонів за допомогою аргентум нітрату, який утворює з ними осади.

Особливості хімічного складу природних вод. Генетичний тип вод визначають за переважанням аніонів (класифікація О.А. Алекіна). До найзначущих компонентів води відносять аніони-макрокомпоненти*: хлорид-іони (Cl^-), сульфат-іони (SO_4^{2-}) і гідрогенкарбонат-іони (HCO_3^-).* Саме їх використовують при класифікації природних вод.

Гідрогенкарбонатні води – це типові материкові води, майже всі річки, прісні озера, підземні води та грунтові води незасолених грунтів.

Хлоридні води – це води морського походження - океани, моря, лимани, реліктові озера, метаморфічні води материкових озер, підземні та грунтові води солончакових районів, пустель і напівпустель.

Води сульфатні генетично пов'язані з осадовими породами, що містять їх, і є проміжними між гідрогенкарбонатними і хлоридними водами.

Концентрація аніонів у природних водах лімітується реакцією осадження з багатовалентними катіонами. Найменшою розчинністю і меншим вмістом володіють гідрогенкарбонат-іони (до 2 г/л), ніж сульфат-іони (до 3-5 г/л), і обидва іона осаджуються катіоном кальцію. Хлорид-іони мають вищу розчинність солей і їх вміст не обмежується (може досягати понад 30-100 г/л), однак частина аніонів хлору знаходиться у воді в зв’язаному стані з катіоном натрію.

Особливості хімічного складу грунтів. Грунт – це складна чотирифазна і полікомпонентна система, що містить у тих чи інших кількостях усі хімічні елементи таблиці Д.І. Менделєєва. З одного боку, грунт успадковує ті хімічні елементи, що містяться в грунтотвірній породі в результаті геологічного розвитку певного району. З другого боку, ці хімічні елементи енергійно перерозподіляються під впливом чинників гіпергенезису, зокрема під впливом життєдіяльності тваринних і рослинних організмів.

Отже, основну масу сполук в грунтах складають силікати, алюмосилікати, алюмо-феррисилікати та органічні солі (гумати) – всі ці солі належать до складних солей. У грунтових розчинах вода розчиняє прості солі: гумусові та силікатні сполуки, які підлягають потім гідролізу, розкладу і руйнуванню. Тому головними компонентами грунтового розчину є аніони легкорозчинних солей (хлориди, сульфати, карбонати, фосфати, нітрати і нітрити), середньорозчині солі (гіпс – сульфати) і гумінові кислоти, їх солі, які добре розчиняються в лугах.

Хімічне дослідження грунту впершу чергу аналізує ті хімічні елементи та сполуки, які відіграють суттєву роль у грунтотворенні і мають важливе значення для родючості грунтів. Вміст кальцію і калію в грунтах планети в цілому однаковий, але у грунтотворенні активну участь бере в основному кальцій, а калій забезпечує нормальний розвиток рослин. Для формування степових грунтів більше значення має натрій, ніж алюміній, хоча вміст алюмінію в грунтах у 10 разів перевищує вміст натрію. Характерною особливістю карпатських буроземів є високий вміст алюмінію та ферумом, які біологічно акумулюється у верхніх шарах грунту та сприяють дуже високій кислотності.

Дослід 3.1. Якісна реакція на хлорид-іони (Cl^-).

Методика визначення:

У чисту пробірку вводимо 5 мл дистильованої води, 1 мл 10% розчину натрій хлориду. Розчин підкислюємо, введенням 2-3 крапель 10% розчину

HNO_3, потім додаємо реагент на хлориди – аргентум нітрат ($AgNO_3$). Пам'ятаємо, що реагент вводимо невеликими порціями, розташовуючи піпетку з реагентом над пробіркою на відстані 1 см, не забруднюючи її та спостерігаємо за змінами в розчині. Повне та скорочене іонне рівняння відповідає запису:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl\downarrow$$

Дослід 3.2. Якісна реакція на сульфат-іони (SO_4^{2-}).

Методика визначення:

У чисту пробірку вводимо 5 мл дистильованої води, 1 мл 10% розчину натрій сульфату. Після підкислення розчину 2 краплями 10% розчину HCl додаємо реагент на сульфати – 10% розчин барій хлориду ($BaCl_2$). За наявності сульфатів відбувається реакція:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_4\downarrow.$$

Результати вказуємо в табл. 3.1.

Дослід 3.3. Якісна реакція на фосфат-іони (PO_4^{-3}).

Методика визначення:

До пробірки почергово вводимо 5 мл дистильованої води, 1 мл 5% розчину натрій ортофосфату та невеликими порціями нітратної кислоти, 2 краплі розчину амоній нітрату і 5 крапель 2% розчину амоній молібдату ($(NH_4)_2MoO_4$). Хімічне відображення реакції має вигляд:

$$PO_4^{-3} + 12MoO_4^{2-} + 3NH_4{}^+ + 4H^+ \rightarrow (NH_4)_3H_4\left[P(Mo_2O_7)_6\right]\downarrow.$$

Зміни в розчинах заносимо в табл. 3.1.

Дослід 3.4. Якісна реакція на карбонат-іони (CO_3^{-2}).

Методика визначення:

До пробірки з 5 мл дистильованої води і 1 мл 10% розчину натрій карбонату вводимо фенолфталеїн, який змінює забарвлення розчину в лужному середовищі. Карбонат-іони існують лише в лужному середовищі і здатні перегруповуватись зі зміною кислотності середовища в гідрогенкарбонат-іони, а потім в карбонатну кислоту. Але похідні карбонат-іону не виявляють в розчині в присутності фенолфталеїну, оскільки не змінюють забарвлення розчину. Схема існування карбонатів наведена на графіку Б'єрума (рис. 3.1).

Карбонати у твердому стані (кальцит, доломіт, вапно, черепашки) виявляють реакцією з 10% розчином *HCl*. Зразок переносять у фарфорову чашу. На зразок з піпетки капають кілька крапель 10% розчину *HCl*. За наявності карбонатів має місце реакція:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{+2} + CO_2 \uparrow + H_2O$$

Вуглекислий газ виділяється у вигляді бульбашок. За інтенсивністю виділення газу роблять висновок про більш чи менш значний вміст карбонатів.

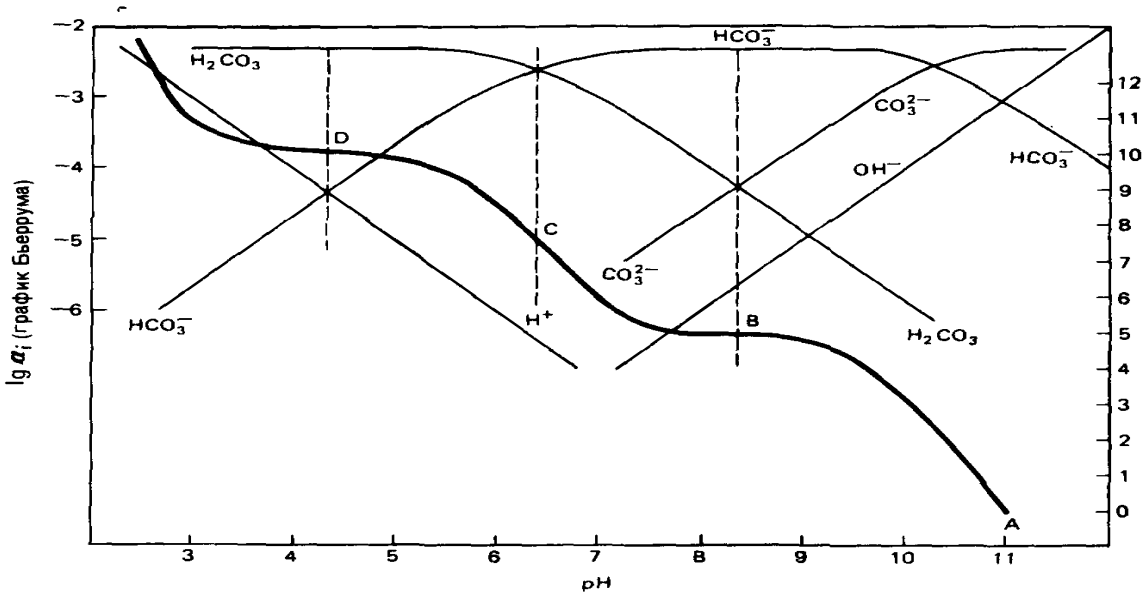


Рис. 3.1. Графік Б'єррума для $\sum CO_2$: лінія B – кінцева для карбонат-іонів; лінія C – кінцева для гідрогенкарбонатів; лінія D – кінцева для карбонатної кислоти.

Дослід 3.5. Якісна реакція на нітрат-іони (NO_3^-).

Методика визначення:

У пробірку переносять 3 краплі розчину дифеніламіну ($(C_6H_5)_2NH$), 5 крапель сульфатної кислоти і 2 крпалі 5% розчину натрій нітрату. При наявності нітратів розчин забарвлюється в синій колір. Спочатку відбувається необоротне окиснення дифеніламіна в дифенілбензидин:

$$2\boldsymbol{C_6H_5NHC_6H_5} \rightarrow C_6H_5{-}NH{-}C_6H_4{-}\,C_6H_4{-}NH{-}\,C_6H_5 \;+\; 2H^+ \;+ 2e$$

Дифеніламін **Дифенілбензидин (безбарвний)**

Дифенілбензидин також віддає окиснику два електрони і втрачає два іони Гідрогену:

$$C_6H_5{-}NH{-}C_6H_4{-}\,C_6H_4{-}NH{-}\,C_6H_5 \leftrightarrow$$

Дифенілбензидин (безбарвний)

$$C_6H_5N = C_6H_4 = C_6H_4 = NC_6H_5 + 2H^+ + 2e$$

Дифенілдифенохінондиімін (синій)

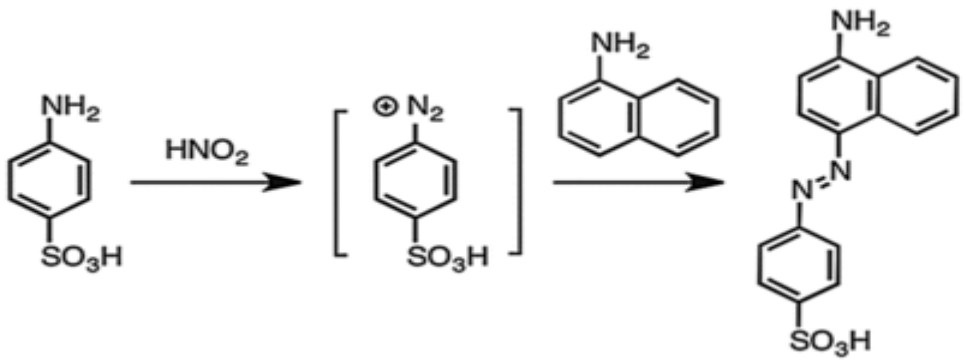
У результаті утворюється синій продукт окиснення дифеніламіна, який далі необоротно руйнується – спочатку до продуктів реакції бурого, а потім – жовтого кольору. Природа цих продуктів реакції поки не встановлена.

Другий варіант виконання досліджень – за допомогою предметного скельця. На предметне скло вводимо 2 краплі дифеніламіну в сульфатній кислоті, потім дві краплі натрій нітрату і спостерігаємо утворення забарвленої комплексної сполуки синього кольору.

Дослід 3.6. Якісна реакція на нітрит-іони (NO_2^-).

Методика визначення:

До пробірки з 5 мл дистильованої води і 2 мл натрій нітриту вводимо 2-3 краплі 10% розчину оцтової кислоти і кілька кристаликів сухого реактиву Грісса (сульфанілова кислота і α-нафтиламін). Розчин перемішуємо скляною паличкою і через 2-3 хв помічаємо утворення забарвленої сполуки рожевого кольору.



Дослід 3.7. Якісне визначення аніонів у грунтовій витяжці.

Методика визначення:

Підготуємо водну грунтову витяжку. У колбу ємністю 250 мл додаємо 10 г грунту, просіяного через сито 1 мм (відповідає 1 столовій ложці грунту), 50 мл дистильованої води. Суспензію перемішуємо 3 хв і фільтруємо через складчастий фільтр у чистий стакан.

Для визначення аніонів у грунтовій витяжці візьмемо 5 пробірок. До кожної пробірки вводимо 5 мл приготовленої витяжки, а потім реагенти на виявлення аніонів Cl^{-}, ${SO_4}^{-2}$, PO_4^{-3}, NO_3^{-}, NO_2^{-} згідно дослідів 3.1-3.3, 3.5-3.6. Якщо в пробірці проходить якісна реакція, то відмічаємо присутність даного аніона і зазначаємо в табл. 3.1 знаком «+». За відсутності реакції в табл. 3.1 вказуємо знак «-».

Карбонати визначаємо в не зруйнованому зразку грунту за допомогою 10% розчину *HCl* (дослід 3.4).

Дослід 3.8. Якісне визначення аніонів у природній воді.

Методика визначення:

Пробірки (6 шт.) наповнюємо 5 мл природної води, додаємо у певній послідовності реагенти на визначення аніонів Cl^{-}, CO_3^{-2}, ${SO_4}^{-2}$, PO_4^{-3}, NO_3^{-}, NO_2^{-} згідно дослідів 3.1-3.6. Результати визначення заносимо в табл. 3.1, зазначаючи наявність чи відсутність аніонів знаками «+» чи «-».

Таблиця 3.1

Результати якісного визначення катіонів в природних водах (приклад)

Досліджуваний розчин	**Зміни в розчинах** (наявність катіона «+»)					
	Макрокомпоненти			Біогенні компоненти		
	Cl^-	CO_3^{-2}	${SO_4}^{-2}$	NO_3^-	NO_2^-	${PO_4}^{-3}$
Розчин солі, що містить аніон						
Дистильована вода	-	-	-	-	-	-
Назва досліджуваної води (місце відбору)	+	-	-	+	-	-
Грунтова водна витяжка						

Лабораторна робота №4

ГРАВІМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ВОДИ В СПОЛУКАХ. ВИЗНАЧЕННЯ СУЛЬФАТІВ У ФОРМІ КРИСТАЛІЧНОГО ОСАДУ

Гравіметричний метод (від лат. Gravitas - вага) грунтується на вимірюванні точної маси хімічних речовин у формі осаду та визначенні на основі цих даних вмісту елементів у сполуці. Цей метод використовується в аналізі складу мінералів, гірських порід, фармацевтичних препаратів, харчових продуктів, а також гігроскопічної води та мінерального залишку в грунтах та рослинних матеріалів. Основоположником гравіметрії є М.В. Ломоносов, який застосував ваги в першій у світі хімічній лабораторії (1748 р.), даний метод одержав назву ваговий.

Хімічний вміст компонентів у малорозчинній сполуці гравіметрично знаходиться за гравіметричною формою, склад якої не змінюється у порівнянні з осадженою формою.

Осаджена форма – це малорозчинний осад, одержаний в процесі хімічної реакції після осадження визначуваного компонента. Склад такої сполуки переважно нестійкий, оскільки розкладається під час нагрівання.

Гравіметрична (вагова) форма – хімічно стійка речовина, одержана після висушування осадженої форми, що характеризується сталим і відомим складом.

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow \mathbf{CaCO_3} \downarrow + 2NaCl$$

осаджена форма

$$\mathbf{CaCO_3} \xrightarrow{t^\circ C} \boldsymbol{CaO} + CO_2 \uparrow$$

осаджена форма ***гравіметрична форма***

В окремих випадках осаджена та гравіметрична форми можуть збігатись. Наприклад, *AgCl і* $CaSO_4$. Осаджувальні та гравіметричні форми для деяких іонів подано в табл. 4.1.

Таблиця 4.1

Осаджувана та вагова форми для деяких іонів, заважаючі компоненти [Фед]

Іон	**Осаджувана форма**	**Гравіметрична форма**	**Іони, присутність яких здатні змінити масу осаду**
Ca^{+2}	$CaC_2O_4 \cdot nH_2O$	CaO	Усі метали, крім K^+, Na^+, Mg^{+2}
Ag^+	$AgCl$	$AgCl$	Hg^{+2}
Al^{+3}	$Al(OH)_3$	Al_2O_3	Важкі метали
Fe^{+3}	$Fe(OH)_3$	Fe_2O_3	Важкі метали
Pb^{+2}	$PbCrO_4$, $PbSO_4$	$PbCrO_4$, $PbSO_4$	K^+, Ba^{+2}
SO_4^{2-}	$BaSO_4$	$BaSO_4$	PO_4^{-3}, CO_3^{-2}
Cl^-	$AgCl$	$AgCl$	I^-, Br^-, S^{-2}

Основні характеристики гравіметричного методу

1. Гравіметрія – високоточний та відтворюваний метод, точність якого складає 0,0002 г.

2. Це абсолютний метод, який не потребує еталонів та повторного зважування.

3. Гравіметричний метод – дешевий, де використовується недороге обладнання (муфельна піч, сушильна шафа, ваги).

4. Метод тривалий та трудоємний, складається з низки послідовних операцій: одержання осадженої форми → фільтрування осаду → промивання осаду → висушування осаду → охолодження гравіметричної форми → зважування гравіметричної форми. Час виконання гравіметричного аналізу становить 3-5 годин.

5. Аналітичним сигналом в гравіметрії є маса висушеного або прокаленого осаду.

6. Кількісною характеристикою гравіметрії є гравіметричний фактор, який відображає кількісний взаємозв’язок між ваговою формою та визначуваним компонентом.

Гравіметричний фактор (F) – це відношення молекулярної маси визначуваного елемента у сполуці до молекулярної маси гравіметричної форми із зазначенням стехіометричних коефіцієнтів ($k(E)$ та $n(\text{E})$).

$$F(\text{E}|\text{сполуки}) = \frac{M(E) \times k(E)}{M(\text{вагової форми}) \times n(\text{E})}$$

7. Результати гравіметричного методу подають у відсотках до маси досліджуваної речовини.

$$w(E \text{ в сполуці}) = \frac{m(E)}{m(\text{дослідж. сполуки})} \times 100\%$$

$$= \frac{m(\text{вагової форми}) \times F(\text{E}|\text{сполуки})}{m(\text{дослідж. сполуки})} \times 100\%$$

Техніка гравіметричного аналізу

1. Відбір досліджуваної речовини.

Правило відбору проби вимагає *репрезентативності* – відповідність складу аналіту середньому хімічному складу досліджуваного матеріала. Щоб результати аналізу відповідали справжньому складу матеріалу значну увагу приділяють отриманню репрезентативної проби, яку готують послідовно. Спочатку відбирають *генеральну* або *первинну* пробу – з великої маси матеріалу, потім *лабораторну* або *паспортну* пробу – за принципом квартування або усереднення зменшують масу генеральної проби в 2-3 рази, в кінці *аналітичну* пробу – з лабораторної проби беруть ту кількість, яка необхідна для проведення хімічного аналізу.

У хімічному аналізі використовують речовини з різним агрегатним станом, а надійність аналізу залежить від способу відбору.

Рідкі речовини, наприклад, воду зі ставків, колодців відбирають спеціальним приладом – *батометром* – скляний посуд з основою дна із плюмбуму та з корком, до якого прикріплений шнур, який опускають на фіксовану глибину (0,5-1,0 м). Суспензії перед відбором перемішують, щоб одержати всі його складові частини – воду та осад.

Відбір газів проводять, вимірюючи його об’єм вакуумною мірною колбою або бюреткою, заповненою рідиною. Якщо газова речовина добре розчинна у розчиннику або взаємодіє з ним, то газоподібні речовини відбирають псевдобатометром.

Тверді речовини у повітряно-сухому стані подрібнюють до однорідності та відбирають середню пробу квартуванням. Для цього речовину поміщають на щільний папір, рівномірно розподіялють, ділять на 4-6 квадратів та відбирають половину. При дослідженні фармацептичних препаратів таблетки подрібнюють попередньо в ступці товкмачиком, просіюють через сито, а потім відбирають середню пробу.

Якщо матеріал розфасований (наприклад, розчин в різних ампулах або харчові продукти – зерно, сир – в різних упаковках), із певного числа упаковок кожної серії відбирають необхідну кількість, їх об’єднують та перемішують.

2. Зважування аналіту.

Для зважування використовують сухі тверді матеріали в хімічно чистому стані. Тому перед зважуванням досліджувану речовину невідомої формули необхідно звільнити від сторонніх домішків пінцетом. Двофазні рідкі системи розділити фільтруванням або центрифугуванням.

Наважку досліджуваного матеріалу беруть в скляних або алюмінієвих бюксах та на годинникових скельцях. Бюкси призначені для гігроскопічних та летких речовин. Перед зважуванням бюкси попередньо висушують до сталої маси в сушильній шафі та зважують порожній охолоджений бюкс з кришкою, яку поміщають знизу. Потім вагу обнульовують та вносять потрібну кількість речовини за допомогою шпателя або ложечки.

Основними складовими частинами ваги є платформа з гвинтами, рівень платформи, штатив, на якому закріплюється коромисло з сережками та чашою вагів, їх рівень регулюється регуляторами тари, а також шкала та аретир для вмикання терезів (рис).

Налаштування ваг вимагає звірку рівня платформи, виставлення шкали в «нульове» положення та перевірки точності ваги за допомогою гирів.

Для зважування використовують ваги різної точності:

- *Ваги грубого зважування* або *технічні ваги з точністю до 0,1-1,0 г.* При зважуванні на них положення рівноваги лівої та правої чаш встановлюють за коливанням стрілки, масу ваги здійснюють за лінійною шкалою.

- *Ваги точного зважування* або *технічно-хімічні ваги з точністю до 0,01г (рис. а)*. Це одночашеві ваги, в яких рівновагу чаші здійснюється після припинення коливання. Масу предмета визначають безпосередньо обертанням барабанів (лівого та правого).

- *Спеціальні ваги з точністю до 0,001 г (рис. б)*. Їх використовують для міліграмових кількостей, не перевищуючи максимального граничного навантаження – 500 мг.

- *Аналітичні ваги з точністю до 0,0001 г (рис. в)*. Ваги забезпечені оптичною шкалою зі світовим екраном (вейтографом) на платформі та двома обертаючими дисками (зовнішнім та внутрішнім) на правій стороні футляра вагів. У сучасних аналітичних лабораторіях використовують *електронні ваги*.

Рис. 4.1. Ваги: а – ваги точного зважування (ВЛТК-500),
б – ваги спеціальні (торсійні), в – аналітичні ваги (електронні).

Техніка зважування на торсійних вагах. Торсійні ваги дають змогу швидко зважувати матеріал до 500 мг з точністю до 1 мг. Перед зважуванням терези необхідно встановити в горизонтальному положенні з використанням двох гвинтів, розміщених на підставці (рис.). Перед зважуванням необхідно перевірити нульову позначку. Для цього опускають аретир і обертаючи рукоятку, встановлювати велику стрілку на нульовій позначці шкали. Спостерігати за коливанням малої стрілки поблизу нульової позначки доти, поки вона не зупиниться на нульовій позначці. Якщо установка ваг порушена, то повертаючи гвинт, розміщений на задній стінці, вручну встановлюють положення стрілки на нульовій позначці. Після цього піднімають важіль аретир в положення «закрито». На гачок, що міститься збоку ваг і захищений металевою кришкою, підвішують чашечки для зважування. Матеріал вміщують у чашечку при зачиненому аретирі. Під час зважування аретир переводимо у положення «відкрито» і рукоятку великої стрілки відводимо вліво до тих пір, поки маленька стрілка не зупиниться на нульовій позначці. Встановлюємо масу матеріалу.

3. Одержання осадженої форми з аналіту.

Існує два різновиди осадів: кристалічний і аморфний.

Кристалічний осад є прозорим, крупнішим за аморфний осад, оскільки ріст кристалу триває довше, а центрів кристалізації виникає небагато. Для одержання крупнокристалічних осадів необхідно проводити осадження з розведенного гарячого розчину та додавати невеликими порціями осаджувач, щоб розчин по можливості був менш перенасиченим відносно сполуки, яку осаджують, а потім охолодити, залишити невідфільтрованим на декілька годин для росту кристалів і відфільтрувати.

Аморфні осади одержують з гарячих концентрованих розчинів з додаванням надлишку електроліту, яким є осаджувач. За таких умов утворюється багато центрів кристалізації, що забезпечує швидке утворення осаду. Гідрооксид феруму є типовим аморфним осадом, здатний утворювати колоїдні розчини. Щоб запобігти цьому, осаджують іони феруму гідроксидом

амонію в гарячому розчині в присутності коагулюючого електроліту. Будова *колоїду* (або *міцели* – електронейтральної колоїдної частинки) - частинки розміром менше 100 нм, на прикладі ферум гідроксиду наведена на рис.

а

б

Рис. 4.2. Аморфний ферум гідроксид (а) і кристалічний барій сульфат (б).

4. *Очищення осаду від домішок (забруднення) та фільтрування.*

Одержаний осад кількісно переносять на беззольний фільтр та промивають кількома порціями дистильованої води чи 2% розчином реагента-осаджувача, який перешкоджає дефлокуляції (пептизації) осаду. *Дефлокуляція* – це процес обернений до коагуляції чи флокуляції, тобто розпад агрегатів з утворенням стійких колоїдних частинок.

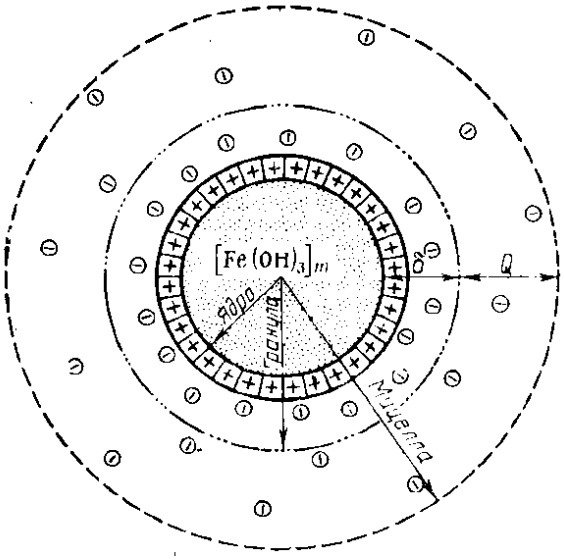


Рис. 4.3. Будова колоїдної частинки гідроксиду феруму (ядро, гранула, міцела): ⊞ FeO^+ *- потенціалвизначаючий іон;* ⊖ Cl^- *- противоіон.*

5. ***Переведення осаду в гравіметричну форму.***

Осад переносять в термостійку ємність і висушують, при потребі прожарюють або озолюють. Висушування осаду проводять в сушильній шафі за температури 110-120 ºС до постійної маси ваги.

6. ***Охолодження гравіметричної форми осаду.***

Гарячий посуд з осадом виймають з сушильної шафи щіпцями з гумовими наконечниками, закривають кришкою та поміщають в ексикатор, який забезпечує його сталу масу. *Ексикатор* – це спеціальний посудина з притертою кришкою для захисту речовин від поглинання вологого повітря.

7. ***Зважування гравіметричної форми осаду.***

Охолоджений закритий посуд з осадом зважують на вагах.

Дослід 2.1. Гравіметричне визначення гігроскопічної або кристалізаційної води

У хімічних сполуках вода міститься в таких формах: кристалізаційна, гігроскопічна та конституційна. Їх визначення проводять гравіметрично і видаляють за різної температури.

Кристалізаційна вода – вода, що міститься в кристалогідратах, після її видалення за 60ºС і 105ºС природа сполуки не змінюються, частково змінюються хімічні властивості. У формулах кристалізаційних сполук прийнято зазначати кількість води таким записом $\cdot nH_2O$. Наприклад, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ – сіль Мора, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гіпс.

Гігроскопічна вода – хімічно не зв'язана вода, що міститься на поверхні сполук в пароподібному стані та утримується сорбційними силами. Її видаляють за 105-110ºС, властивості та природа сполуки після втрати води не змінюються. Наприклад, речовини, які здатні поглинати вологу, мають дрібну будову і за цю властивість їх називають гігроскопічними. До гігроскопічних речовин можна віднести силікат гель, глину, кальцій хлорид. Такі речовини використовують для регулятора вологості, зокрема, у взуттєвій

промисловості прийнято їх поміщати в невеликий пакетик разом в коробку зі взуттям або в харчовій промисловості додають до пакетів з нурі (спресовані морські водорості) та тістечок замість вакумної упаковки. З іншого боку сполуки як NaCl – натрій хлорид за різної вологості 40% та 80% відрізняються за вмістом гігроскопічної води, проте стають сухими після її видалення.

Рис. 4.4. Пакетик з силікат гелем (а) та гранули сухого силікат гель (б).

Конституційна вода – хімічно зв’язана вода, що міститься у формі гідроксильних груп в основах та органічних сполуках – вуглеводах, білках, жирах, яку видаляють за високої температури ≥200ºС, що приводить до повного їх руйнування. Наприклад, в процесі спалювання трав'яної рослинності чи дров втрачається конституційна вода, виділяється вуглекислий газ та залишається сухий мінеральний залишок – зола.

$$C_xH_yO_z \xrightarrow{>100^\circ C} yH_2O + xCO_2 + \text{зола}$$

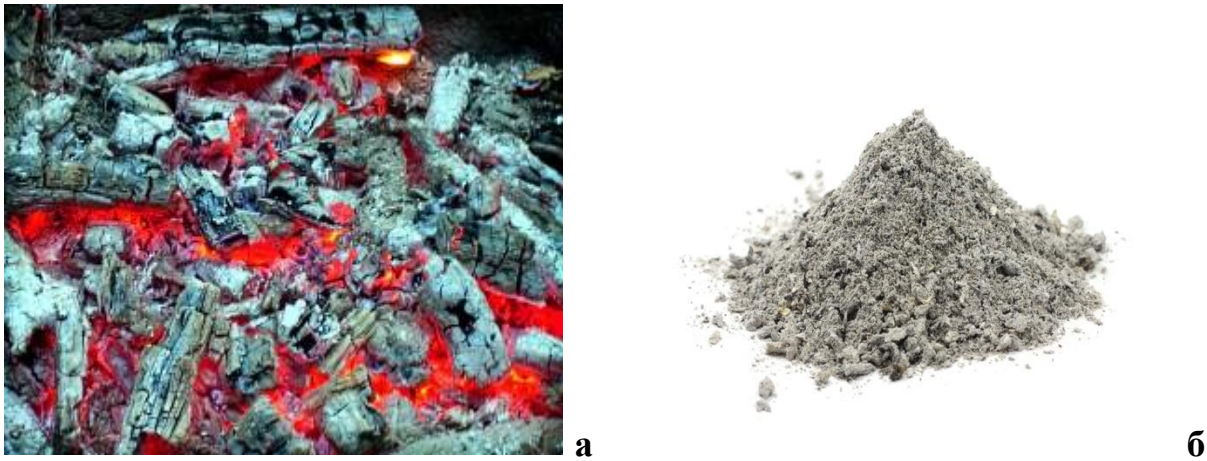


Рис. 4.5. Горюче дерево (а) та суха зола як біодобриво (б).

Методика визначення:

Бюкс відкритий з кришкою зважуємо на техно-хімічних вагах марки А250. У бюкс вносимо 5,00 г досліджуваної солі (або кристалогідрат) та ставимо відкритий бюкс з сіллю (або кристалогідратом) в сушильну шафу, нагріту до 105ºС (або 60ºС). Після 3-5 годин висушування бюкс зі зразком виймаємо з сушильної шафи за допомогою щіпців з гумовими наконечниками, закриваємо його кришкою та ставимо в ексикатор. Охолоджений бюкс з сіллю (або кристалогідратом) зважуємо та розраховуємо вміст води у %:

$$w(\mathrm{H_2O}) = \frac{m(H_2O)}{m_{\text{солі}}} \times 100\%$$

$$m(H_2O) = m_{\text{бюксу з сіллю}}^{\text{до висушування}} - m_{\text{бюксу з сіллю}}^{\text{після висушування}}$$

Дослід 2.2. Гравіметричне визначення сульфатів у формі кристалічного осаду.

Визначення сульфатів проводять в хлориднокислому середовищі за допомогою солей барію, в присутності яких утворюється кристалічний малорозчинний осад $BaSO_4 \downarrow$. Такий осад має білий колір, дрібнодисперний.

$$Ba^{+2} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$$

Для одержання осаду використовують осаджувач – розчин барій хлориду. *Повнота осадження залежить від кількості визначуваної речовини, вважається осадженою, якщо вміст її у розчині менше мікрокількостей (10^{-6} моль), що виражається в мкмоль або ppm.* Цією реакцією сульфати аналізують у воді, грунті, мінералах.

Методика визначення:

Зважуємо 1,00 г солі Мора на вагах точного зважування та переносимо у хімічний стакан ємністю 100 мл. Розчиняємо сіль, вводячи 10 мл дистильованої води, підкислюємо 1 мл 10% розчину хлоридної кислоти.

Стакан з розчином ставимо на електричну плитку, нагріваємо до 80ºС та додаємо невеликими порціями осаджувач – 1-2 мл 10% розчину барій хлориду поки розчин не втратить салатовий колір через утворення білого осаду $BaSO_4 \downarrow$.

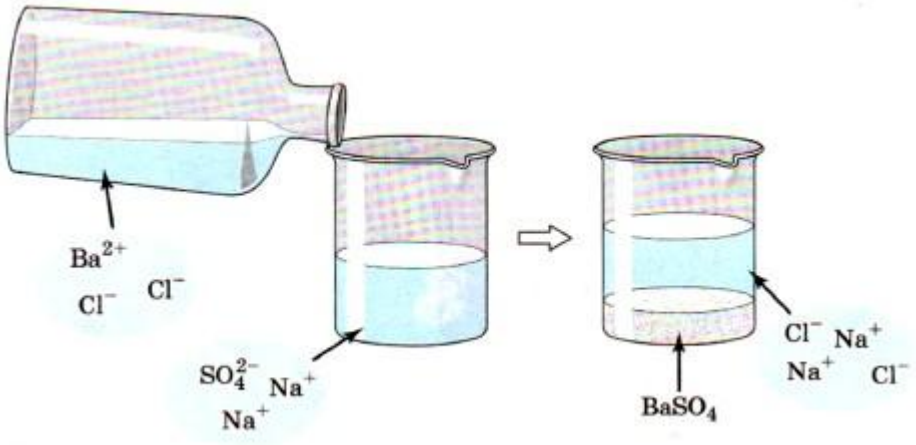


Рис. 4.6. Утворення осаду барій сульфату в процесі взаємодії сульфату натрію з хлоридом барію.

Колбу з осадом знімаємо з електричної плитки щіпцями з гумовими наконечниками, залишаємо охолоджуватись. Охолоджений розчин фільтруємо через зважений щільний фільтр «синя стрічка». Осад з фільтром переносимо в попередньо зважений тигель та висушуємо в сушильній шафі за 105ºС впродовж 3-5 годин. Гарячий тигель з осадом виймаємо щіпцями для тиглів, ставимо в ексикатор на 20-30 хв. Охолоджений тигель з осадом зважуємо на вагах марки А250 та розраховуємо масу осаду, вміст сульфатів у солі Мора за формулами:

$$\omega({SO_4}^{2-}) = \frac{m(SO_4^{2-})}{m(\text{солі Мора})} \times 100\%$$

$$m(SO_4^{2-}) = F\,(SO_4^{2-}/BaSO4) \times m(BaSO_4)$$

$$F(SO_4^{2-}/BaSO_4) = \frac{Mr(SO_4^{2-}) \times n(SO_4^{2-})}{Mr\left(BaSO_4\ \right)}$$

$$m(BaSO_4) = m_{\text{тигля з } BaSO_4} - m_{\text{тигля}} - m_{\text{фільтра}}$$

Результати досліджень вносимо до таблиці 4.2.

Таблиця 4.2

Результати гравіметричного визначення (приклад)

дос-лід 1	**№ бюксу**	$m_{\text{бюксу}}$, **г**	$m_{\text{солі}}$, **г**	$m^{\text{до висушування}}_{\text{бюксу з сіллю}}$ **г**	$m^{\text{після висушув}}_{\text{бюксу з сіллю}}$ **г**	m_{H_2O}, **г**	w_{H_2O}, **%**
	-	20,00	5,00	25,00	24,80	0,20	4,00
дос-лід 2	№ тигля	$m_{\text{фільтра}}$, г	$m_{\text{солі Мора}}$, г	$m^{\text{після висушування}}_{\text{фільтра}+BaSO_4}$ г	$F\frac{SO_4^{2-}}{BaSO_4}$	m_{BaSO_4} г	$w_{SO_4^{2-}}$, %
	-	0,30	1,00	0,80	0,41	0,50	20,5

Лабораторна робота №5

ОДЕРЖАННЯ КРИСТАЛІЧНОГО ОСАДУ

Штучні кристали люди навчилися вирощувати вже дуже давно і, в основному, використовують в ювелірній промисловості. Їх одержують з різних матеріалів: галунів, мідного купоросу, бури, селітри, сульфату магнію.

До природних матеріалів відносять *галуни* – це мінерали, які містять подвійні солі сульфатів алюмінію і лужних металів (рис. 5.1). Розрізняють калієві, натрієві, амонієві галуни. Їх загальна формула $MeAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, де *Ме* – катіон лужного металу. Такі подвійні сульфатні солі дозволяють отримати кристали білого і рожевого кольору. Використовують алюмокалієві галуни при фарбуванні тканин, проклеюванні паперу. У медицині використовують для зупинки кровотечі, поглинанні вологи.

Природний мінерал бура (боракс або тинкал) утворюється в соляних озерах лужного складу. *Бура* – це тетраборат натрію ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$), білий сипучий порошок, який використовується як антисептичний засіб. Його кристали інколи дрібні та часто покриваються білим нальотом, тому добути їх з розчину вимагає ретельної підготовки.

Мідний купорос – пентагідрат сульфату купруму ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) (рис. 5.1). Кристалізаційна вода надає солі яскравого синього забарвлення, в той час як сама сіль має білий колір. У практиці цю речовину часто використовують для одержання кристалів великого розміру. Однак треба пам’ятати, що мідний купорос – отруйний, його використовують в садівництві для боротьби з шкідниками рослин, тому потрібно бути охайним і дотримуватись техніки безпеки.

При проявленні фотоплівок, друкуванні фотографій в якості закріплювача використовують *тіосульфат натрію*. Ця сіль кристалізується з розчинів у вигляді коротких призматичних або продовгуватих кристалів у формі пентагідрату $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. На сухому повітрі за 33°C кристали

втрачають вологу, а за 48°С тіосульфат розчиняється у власній кристалізаційній воді.

а

б

Рис. 5.1 Алюмокалієвий галун (а) і мідний купорос (б).

Вирощування кристалів здійснюють декількома способами. *Одним з них є охолодження насиченого розчину.* Насичений розчин містить граничну кількість речовини, яка здатна розчинятись за даних умов, тобто в певному розчиннику може розчинитися певна кількість солі і не більше. Охолодження такого розчину використовується для тих речовин, розчинність яких безпосередньо залежить від температури рідини. При охолодженні розчинність речовини зменшується і частина солі виділяється з розчину, яка утворює кристал або кристали. Наприклад, за температури 90ºС в 100 г води розчиняється 200 г алюмінієвих галунів, а за температури 20ºС лише 10 г. А зміна температури дозволяє кристалізації 190 г солі.

Другий спосіб – випаровування рідини з насиченого розчину. При цьому, чим повільніше випаровувати воду, тим якісніший одержується кристал. Наприклад, накип, що утворюється в чайнику в процесі кип'ятіння води є карбонатами лужно-земельних металів. Також кристали утворюються при конденсації парів. Такий спосіб утворення кристалів спостерігаємо взимку на вікнах.

Третій спосіб полягає в отриманні кристалів з розчину або розплаву речовини шляхом повільного охолодження. Найбільш якісними виходять кристали, які вирощуються за допомогою затравки, вміщеної в нього.

Найкраще для цієї мети використовувати вже готовий кристал правильної форми.

Під час вирощування кристалу за першим способом необхідно пам'ятати такі правила:

1. Кристалічний осад одержують з насиченого розчину. Для його приготування необхідно визначити розчинність (**S**, г/100 г води) відповідної солі у 100 мл води за Т=20ºС (табл. 3.1). Кількість певної солі (наважки) потрібна для насиченого розчину є різна і обумовлена природою сполуки, її розчинністю (добре, мало- або поганорозчинні). Наприклад, для приготування насиченого розчину мідного купоросу необхідно взяти 32,0 г солі та розчинити її в 100 мл води за температури 20º С.

Насичений розчин – це розчин, в якому розчиненна речовина і розчинник перебувають в рівновазі, а надлишок розчиненної речовини вже не може розчинитись.

2. Ріст кристалу проводять з гарячого розчину при повільному його охолодженні. Чим повільніше відбувається охолодження, тим більшим за розміром буде кристал.

3. Центрів кристалізації повинно бути мало, краще за все одне. Для штучного утворення зародків кристалу потрібно взяти лише один маленький предмет (камінчик, дротинку певної форми або кристалик солі), на поверхні якого формуватимуться нові ценри кристалізації і кристал зростатиме.

4. Вирощування кристалу необхідно проводити так, щоб його поверхня була повністю занурена у розчин.

5. Одержаний кристалічний осад висушують і покривають безбарвним лаком від вивітрювання. Вивітрювання кристалу пов'язано з наявністю у ньому кристалізаційної води (хімічно-зв'язана вода, яка з часом вивітрюється внаслідок не міцного зв'язування). І як наслідок кристалогідрати втрачають колір через декілька тижнів.

а

б

Рис. 5.2. Кристалічні осади

(а - нікель сульфат гексагідрат, б – мідний купорос).

Дослід 5.1. Вирощування кристалічного осаду з насиченого розчину

Методика визначення:

У хімічному стакані ємністю 100 мл готують насичений розчин солі. За даними таблиці 5.1 знаходять масу відповідної солі, зважують її на технохімічній вазі та переносять у хімічний стакан. Сіль розчиняють у 100 мл дистильованої води, перемішують скляною паличкою. Для повного розчинення хімічний стакан переносять в ємність з гарячою водою. Якщо в розчині містяться домішки, нерозчинні солі, його необхідно відфільтрувати через складчастий фільтр з лійкою. Фільтрат збирають у чистий хімічний стакан, в який опускають кристалик солі, підв'язаний дротинкою або ниткою до скляної палички так, щоб він не доторкався до дна посудини. Стакан закривають листком паперу і поміщають у темне місце на 2-3 тижні. Для пришдвидшення процесу зростання кристалу, проводять підкормку розчину. Для цього до розчину додають надлишок солі, розчиняють за вищої температури, фільтрують і поміщають в цей насичений розчин вирощений кристал. Варто це повторювати щодня або щотижня.

Таблиця 5.1

Розчинність деяких солей у воді

Назва сполуки	**Формула сполуки**	**S за 20ºC, г/100 г води**	**S за 100ºC, г/100 г води**
натрій тіосульфат	$Na_2S_2O_3$	70,1	245,0
бура	$Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$	3,5	201,0
калієвий галун	$K_2Al(SO_4)_2 \cdot 5H_2O$	5,9	154,0
мідний купорос пентагідрат	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	32,0	114,0
залізний купорос гептагідрат	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	28,8	79,9
нікель сульфат гексагідрат	$NiSO_4 \cdot 6H_2O$	44,0	76,7
магній сульфат гексагідрат	$MgSO_4 \cdot 6H_2O$	33,7	75,0
жовта кров'яна сіль (гексаціаноферат(II) калію)	$K_4[Fe(CN)_6]$	28,9	74,2
ферум хлорид гексагідрат	$FeCl_3 \cdot 6H_2O$	91,8	-

Вирощений кристал виймають з розчину, поміщають на фільтр та висушують, потім покривають безбарвним лаком для довготривалого зберігання, надаючи йому стійкості та блиску. Результати дослідження подають у вигляді малюнку або фотографії та зазначають характеристики кристалу: колір, масу, довжину і ширину кристалу.

Таблиця 5.2

Результати вирощування кристалічного осаду

Зовнішній вигляд кристалу	Хімічна назва	Маса кристалу, г	Довжина, мм	Ширина, мм	Колір кристалу
зазначають власні					

результати					

Лабораторна робота №6

ПРИГОТУВАННЯ ІСТИННИХ РОЗЧИНІВ І ЇХ РОЗВЕДЕННЯ

Розчин – це термодинамічно стійкі системи, що містять розчинену речовину рівномірно розподілену в межах розчинника.

В аналітичній хімії використовують переважно *істинні розчини* як стандарти, еталони для проведення кількісного аналізу речовин. Надійність цих розчинів пов'язана з їхніми властивостями, а саме:

- істинні розчини прозорі, в яких розмір молекул та іонів < 1нм (10^{-9} м).

- істинні розчини не старіють, оскільки молекули розчиненої речовини не коагулюють (не взаємодіють один з одним), що дає можливість зберігати їх довгий час.

- істинні розчини оптично неактивні (не розсіюють світло).

Для приготування таких розчинів використовують мірну колбу, в яку спочатку вносять зважену масу розчиненої речовини (солі, лугу) та розводять розчинником, яким найчастіше є дистильована вода. Її вносять невеликими порціями, спостерігаючи за процесом розчинення речовини. Якщо під час розчинення розчин у колбі нагрівається, то таку реакцію взаємодії води з розчиненою речовиною називають ***екзотермічною***, тобто цей процес розчинення супроводжується виділенням теплоти ($Q>0$ або $\Delta H<0$). У випадку пониження температури розчину процес розчинення речовин проходить з поглинанням теплоти і реакція взаємодії води з розчиненою речовиною називається ***ендотермічною*** ($Q<0$ або $\Delta H>0$).

Розглянемо детальніше процеси, які відбуваються з речовиною під час її розчинення в розчиннику:

- при взаємодії розчиненої речовини з розчинником спочатку руйнуються хімічні зв'язки в молекулі розчиненої речовини і утворюються заряджені частинки. Цей процес супроводжується поглинанням теплоти;

- дипольні молекули розчинника оточують заряджені частинки розчиненої речовини, утворюючи сольвати з виділенням теплоти;

- сольвати рівномірно розподіляються в межах розчинника, внаслідок чого теплота поглинається.

Загальний тепловий ефект розчинення буде екзотермічним або ендотермічним і залежить від сумарної дії всіх трьох етапів.

Хімічний склад розчинів оцінюють за допомогою концентрації. ***Концентрація розчину*** – це масовий вміст розчиненої речовини в певному об'ємі розчину. За величиною концентрації розчини поділяють на концентровані та розведені. Такий поділ розчинів є умовним, проте робота з концентрованими розчинами вимагає окремої техніки роботи, особливо, якщо це розчини кислоти або лугу. Останні сполуки самі по собі є агресивними, а при високій концентрації їх дія стає в декілька разів ще інтенсивніша.

Концентрований розчин – розчин, в якому міститься понад 20% розчиненої речовини.

Розведений розчин – розчин, в якому міститься менше 20% розчиненої речовини.

В хімії використовують такі способи вираження концентрації: масова частка, молярна концентрація, молярна еквівалентна концентрація (нормальна концентрація) та титр. Кожний вид концентрації відрізняється одиницями вимірювання, проте їх можна перевести в будь-який інший вид, використовуючи для цього математичні формули. Спочатку розглянемо їх фізичний зміст.

Масова частка – величина, яка показує відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масову частку виражають у масових відсотках. При розв'язуванні задач (якщо маси розчину не вказано) за масу розчину приймають 100 г. Наприклад, **20 % розчин селітри** – це розчин, в 100 г якого міститься 20 г селітри та 80 г води.

$$\boldsymbol{w}, \% = \frac{\boldsymbol{m}(\text{р. р.})}{\boldsymbol{m}(\text{розчину})} \times \mathbf{100}\% = \frac{\boldsymbol{m}(\text{р. р.})}{\boldsymbol{m}(\text{р. р.}) + \boldsymbol{m}(\text{р-ка})} \times \mathbf{100}\%$$

$$= \frac{\boldsymbol{m}(\text{р. р.})}{\boldsymbol{\rho}(\text{розчину}) \cdot \boldsymbol{V}(\text{розчину})} \times \mathbf{100}\%$$

де m(р.р.) – маса розчиненої речовини, г; *m(розчину*) - маса розчину, г; *m(р-ка*) - маса розчиника, г; *V (розчину*) – об'єм розчину, мл; ρ(розчину) – густина рохчину в г/мл.

Якщо два розчини різної концентрації змішуються, то нову концентрацію можна розрахувати за формулою:

$$\boldsymbol{\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 = \omega_3 \cdot (m_1 + m_2)}$$

$$\boldsymbol{\omega_3 = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 \cdot m_2}{(m_1 + m_2)}}$$

ω_1, ω_2 – масові концентрації розчинів, %; m_1, m_2 – маса розчинів, г.

При розведенні розчинів водою, концентрація якої $\omega_2 = 0$ формула набуває нового вигляду: $\boldsymbol{\omega_1 \cdot m_1 = \omega_3 \cdot (m_1 + m_2)}$

$$\boldsymbol{\omega_3 = \frac{\omega_1 m_1}{(m_1 + m_2)}}$$

Молярна концентрація – кількість моль розчиненої речовини, що міститься в об'ємі розчину. Цей вид концентрації виражають в моль/л або позначають символом «М», що означає молярність розчину.

Розчин, що містить в одному літрі 1 моль розчиненої речовини, називається *одномолярним розчином* (1 М розчин).

Наприклад, **2М (2 моль/л) розчин брому** – це розчин, в 1 л якого міститься 2 моль брому.

$$\boldsymbol{C_M}, \text{моль/л} = \frac{\boldsymbol{m}(\text{р. р.})}{\boldsymbol{M}(\text{р. р.}) \cdot \boldsymbol{V}(\text{розчину})} = \frac{\boldsymbol{\nu}(\text{р. р.})}{\boldsymbol{V}(\text{розчину})}$$

де ν (р.р.) – кількість розчиненої речовини, моль; *V (розчину*) – об'єм розчину, л; *m(р.р.)* – маса розчиненої речовини, г; *M(р.р)* – молекулярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Молярна еквівалентна (нормальна) концентрація – це кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в об'ємі розчину. Її

виражають в моль-екв/л або символом «н», що означає нормальність розчину.

Розчин називають *однонормальним (1,0 н розчин)*, якщо в 1 літрі міститься 1 моль-еквівалента розчиненої речовини. Для приготування *децинормального розчину (0,1 н розчин)* зручно використовувати *фіксанал* (скляна ампула з певною кількістю речовини), вміст якого розчиняють в 1 л води.

Наприклад, **0,1н (0,1 моль-екв/л) розчин солі** – це розчин, в 1 л якого міститься 0,1 моль-еквівалента солі.

$$\boldsymbol{C}_{\text{Е}} = \boldsymbol{C}_{\text{н}}, \text{моль-екв/л} = \frac{\boldsymbol{m}(\text{р.р.})}{\boldsymbol{E}(\text{р.р.}) \cdot \boldsymbol{V}(\text{розчину})} = \frac{\boldsymbol{\nu}_{\text{е}}(\text{р.р.})}{\boldsymbol{V}(\text{розчину})}$$

$$\boldsymbol{E}(\text{р.р.}) = \frac{\boldsymbol{M}(\text{р.р.})}{\boldsymbol{B}(\boldsymbol{Kat}^{+}) \cdot \boldsymbol{n}(\boldsymbol{Kat}^{+})}$$

де $\nu_e(p.p.)$ – кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль-екв; *V(розчину*) – об'єм розчину, л; *m(р.р.)* – маса розчиненої речовини, г; *E(р.р)* – еквівалентна маса розчиненої речовини, г/моль; $B(Kat^{+})$ – валентність першого катіону в сполуці; $n(Kat^{+})$ – кількість першого катіону в сполуці.

Для визначення кількості речовини, необхідної для приготування розчину певної нормальності, потрібно визначити еквіваленту масу сполуки, що розчиняють. ***Еквівалент складної речовини*** – це умовна або реальна кількість речовини, яка в реакціях заміщує або приєднує 1 моль ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) атомів або взаємодіє з одним еквівалентом Гідрогену.

Еквівалент кислоти – це молекулярна маса кислоти поділена на її основність, тобто на кількість іонів гідрогену в сполуці.

Еквівалент ортофосфорної кислоти дорівнює:

$$\boldsymbol{E}, \text{г/моль} = \frac{\boldsymbol{M}(\boldsymbol{H_3PO_4})}{\boldsymbol{n}(\boldsymbol{H})} = \frac{\mathbf{98}}{\mathbf{3}} = \mathbf{32,7}$$

Еквівалент основи – це відношення молекулярної маси основи на валентність металу.

Еквівалент кальцій гідроксиду дорівнює:

$$\boldsymbol{E}, \text{г/моль} = \frac{\boldsymbol{M(Ca(OH)_2)}}{\boldsymbol{B(Ca)}} = \frac{\mathbf{74}}{\mathbf{2}} = \mathbf{37}$$

Еквівалент солі – це молекулярна маса солі поділена на валентність металу і на число його атомів в молекулі солі.

Еквівалент ферум сульфату дорівнює:

$$\boldsymbol{E}, \text{г/моль} = \frac{\boldsymbol{M(Fe_2(SO_4)_3)}}{\boldsymbol{B(Fe) \cdot n(Fe)}} = \frac{\mathbf{400}}{\mathbf{3 \cdot 2}} = \mathbf{66,7}$$

Особливістю молярної еквівалентної концентрації є здатність розчинів однакової нормальності змішуватись еквівалентно за законом еквівалентів: *розчини взаємодіють між собою в кількостях прямопропорційно їхнім еквівалентам.*

$$\text{Для } C_{E1} = C_{E2}: \ \frac{\boldsymbol{m_1}}{\boldsymbol{E_1}} = \frac{\boldsymbol{m_2}}{\boldsymbol{E_2}} \text{ або } \frac{\boldsymbol{m_1}}{\boldsymbol{m_2}} = \frac{\boldsymbol{E_1}}{\boldsymbol{E_2}}$$

В хімічних реакціях еквівалентність прирівнюється до стехіометричних коефіцієнтів. Наприклад, в реакції нейтралізації співвідношення кількостей лугу та кислоти дорівнює їх коефіцієнтам:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O \qquad \text{n(NaOH)/n(HCl) = 1:1}$$

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O \qquad \text{n(NaOH)/n}(H_2SO_4)\text{ = 2:1}$$

Таке стехіометричне відношення дозволяє обчислити кількість речовини одного з учасників реакції, якщо відома кількість речовини іншого

$$n(NaOH) = 2/1 \cdot n(H_2SO_4)$$

Якщо розчини різної концентрації, то нормальні концентрації розчинів оберненопропорційні до їхніх об’ємів.

$$\text{Для } C_{E1} \neq C_{E2} \quad \frac{\boldsymbol{C_{E1}}}{\boldsymbol{C_{E2}}} = \frac{\boldsymbol{V_2}}{\boldsymbol{V_1}}$$

Титр – кількість г розчиненої речовини до об’єму розчину. Титр виражають в г/мл.

$$\boldsymbol{T}, \text{г/мл} = \frac{\boldsymbol{m}(\text{р. р.})}{\boldsymbol{V}(\text{розчину})}$$

де m(р.р.) – маса розчиненої речовини, г; *V(розчину*) – об’єм розчину, мл.

Наприклад, **2г/мл розчин кислоти** – це розчин, в 1 мл якого міститься 2 г кислоти.

Якщо необхідно перейти від молярної, нормальної концентрації до масової частки або навпаки, можна застосувати такі формули:

$$\boldsymbol{C_M} = \frac{\mathbf{10} \cdot \boldsymbol{\rho}(\text{розчину}) \cdot \boldsymbol{\omega}}{\boldsymbol{M}_{\text{р.р.}}}$$

$$\boldsymbol{C}_{\text{Е}} = \frac{\mathbf{10} \cdot \boldsymbol{\rho}(\text{розчину}) \cdot \boldsymbol{\omega}}{\boldsymbol{E}_{\text{р.р.}}}$$

де ω - масова частка розчиненої речовини, %; ρ(розчину) - густина розчину з масовою концентрацією ω; $M_{\text{р.р.}}$ – молярна маса розчиненої речовини, $E_{р.р.}$ – еквівалентна маса розсиненної речовини.

Приготування розчинів заданої концентрації проводять трьома способами:

1. З фіксаналу – це скляна запаяна ампула з точною кількістю речовини, яка необхідна для приготування 1,0 л розчину концентрації 0,1 н.
2. Розчиненням наважки твердої речовини.
3. Розчиненням концентрованого розчину.

Перевірку розчинів заданої концентрації здійснюють, вимірюючи його густину.

Дослід 6.1. Визначення концентрації розчинів кислот, лугів і солей методом денсиметрії

До найбільш застосованих розчинів в хімії належать розчини кислот (H_2SO_4, HNO_3, HCl), лугів ($NaOH, KOH$), аміаку (NH_3). Їх концентрацію експериментально перевіряють ***методом денсиметрії***, вимірюючи густину розчину *ареометром*. Це скляна запаяна трубка різної маси, що містить свинцевий дріб в нижній частині,залитий смолистою речовиною, та вузький відросток - трубка, в якій знаходиться шкала з поділками.

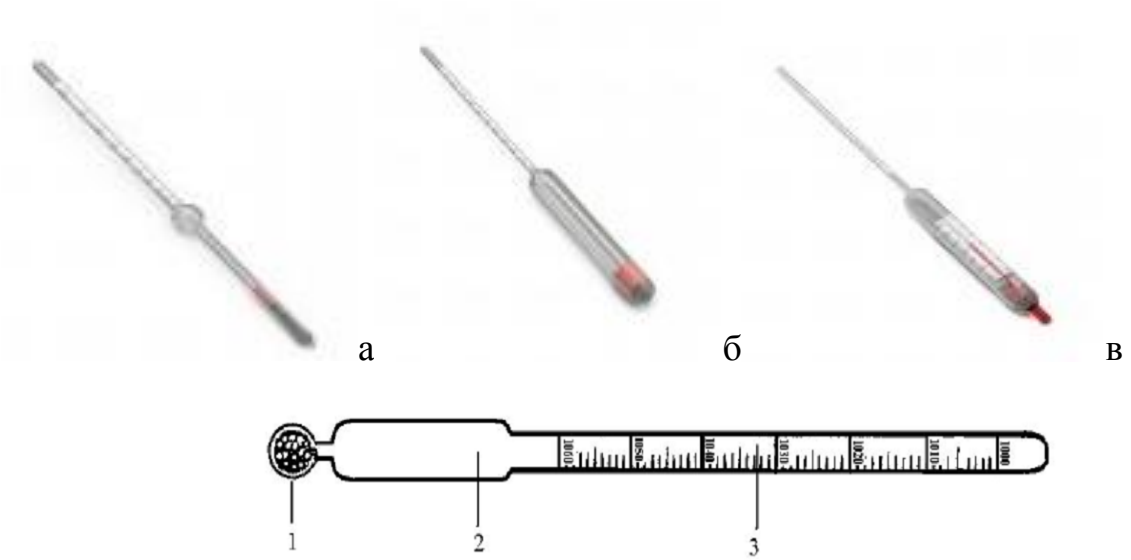


Рис.6.1. Ареометр універсальний (а, б), ареометр для нафти (в): 1- свинцевий дріб, залитий солистою речовиною, 2- скляна ампула, - шкала.

Методика визначення:

Циліндр об’ємом 250 мл наповнюють розчином солі чи кислоти та поміщають акуратно ареометр в розчин доки прилад не набуде плавучості. Ареометр не повинен торкатися стінок циліндра.

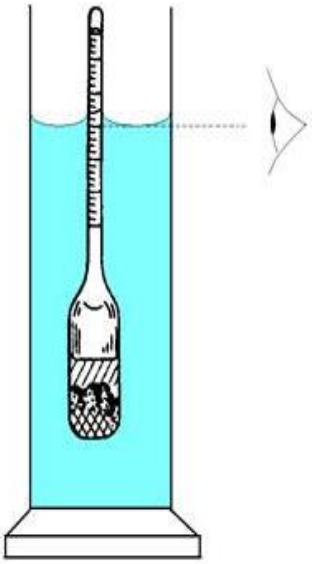


Рис. 6.2. Визначення нижнього меніску по шкалі ареометра.

Показання шкали ареометра визначають по нижньому меніску для прозорої рідини і по верхньому для непрозорої рідини (рис. 6.2).

Акуратно ареометр дістають із розчину, промивають протічною водою, вититрають насухо фільтрувальним папером і поміщають у футляр.

Результат записують у зошит і, використовуючи довідникову таблицю, визначають масову частку кислоти, яка відповідає знайденному значенню густини.

Таблиця 6.1

Густина розчинів деяких солей різної концентрації (г/мл)

NaCl		**Na_2CO_3**		**$CuSO_4$**		**KCl**		**$CaCl_2$**	
ω, %	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**
1	1.005	0.2	1.000	1	1.009	1	1.004	1	1.007
2	1.012	2.1	1.020	2	1.019	2	1.011	2	1.015
4	1.027	4.0	1.040	4	1.040	4	1.023	4	1.031
6	1.041	6.0	1.060	6	1.062	6	1.036	6	1.049
8	1.056	7.9	1.080	8	1.084	8	1.050	8	1.066
10	1.071	9.8	1.100	10	1.107	10	1.063	10	1.083
12	1.086	11.6	1.120	12	1.131	12	1.076	12	1.102
14	1.101	13.5	1.140	14	1.155	14	1.090	14	1.120
16	1.116	15.2	1.160	16	1.180	16	1.104	16	1.139
18	1.132	16.9	1.180	18	1.206	18	1.118	18	1.158
20	1.148	17.7	1.190	-	-	20	1.132	20	1.177
22	1.164	-	-	-	-	22	1.147	22	1.228
24	1.180	-	-	-	-	24	1.162	-	-

Таблиця 6.2

Густина розчинів кислот, лугів різної концентрації (г/мл)

CH_3COOH		**H_2SO_4**		**HCl**		**HNO_3**		**NaOH**	
ω, %	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**
5	1.0055	0.261	1	0.36	1	0.3296	1	0.159	1
10	1.0126	3.242	1.02	1.36	1.005	3.982	1.02	1.94	1.02
15	1.0195	6.237	1.04	2.364	1.01	7.53	1.04	3.74	1.04
20	1.0261	9.129	1.06	3.374	1.015	10.97	1.06	5.56	1.06
25	1.0324	11.96	1.08	4.388	1.02	14.31	1.08	7.38	1.08
30	1.0383	14.73	1.1	5.408	1.025	17.58	1.1	9.19	1.1
35	1.0436	17.43	1.12	6.433	1.03	20.79	1.12	11.01	1.12

CH_3COOH		H_2SO_4		HCl		HNO_3		NaOH	
ω, %	ρ	ω, %	ρ	ω, %	ρ	ω, %	ρ	ω, %	ρ
40	1.0488	18.76	1.13	7.464	1.035	23.94	1.14	12.83	1.14
45	1.0534	23.95	1.17	8.49	1.04	27	1.16	14.64	1.16
50	1.0575	25.21	1.18	9.51	1.045	30	1.18	16.44	1.18
55	1.0611	27.72	1.2	10.52	1.05	32.94	1.2	18.25	1.2
60	1.0642	30.18	1.22	11.52	1.055	35.93	1.22	20.07	1.22
65	1.0667	32.61	1.24	12.51	1.06	39.02	1.24	21.9	1.24
70	1.0686	35.01	1.26	13.5	1.065	42.14	1.26	23.73	1.26
75	1.0697	37.36	1.28	14.495	1.07	45.27	1.28	25.56	1.28
80	1.0699	39.68	1.3	15.485	1.075	48.42	1.3	27.41	1.3
82	1.0696	41.95	1.32	16.47	1.08	51.71	1.32	29.26	1.32
84	1.0691	44.17	1.34	17.45	1.085	55.13	1.34	31.14	1.34
86	1.0684	46.33	1.36	18.43	1.09	58.78	1.36	33.06	1.36
88	1.0674	48.45	1.38	19.41	1.095	62.7	1.38	35.01	1.38
90	1.066	50.5	1.4	20.39	1.1	66.97	1.4	36.99	1.4
92	1.0643	52.51	1.42	21.36	1.105	71.63	1.42	38.99	1.42
94	1.062	54.49	1.44	22.33	1.11	76.71	1.44	41.03	1.44
96	1.0589	56.41	1.46	23.29	1.115	82.39	1.46	43.12	1.46
98	1.0549	58.31	1.48	24.25	1.12	89.07	1.48	45.22	1.48
100	1.0497	60.17	1.5	25.22	1.125	96.73	1.5	46.27	1.49
		62	1.52	26.2	1.13	97.23	1.502	47.33	1.5
		63.81	1.54	27.18	1.135	97.74	1.504	48.38	1.51
		65.59	1.56	28.18	1.14	98.25	1.506	49.44	1.52
		67.35	1.58	29.17	1.145	98.76	1.508	50.5	1.53
		69.09	1.6	30.14	1.15	99.26	1.51		
		70.82	1.62	31.14	1.155	99.77	1.512		
		72.52	1.64	32.14	1.16	100	1.513		
		74.22	1.66	33.16	1.165				

CH_3COOH		H_2SO_4		HCl		HNO_3		NaOH	
ω, %	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**	**ω, %**	**ρ**
		75.92	1.68	34.18	1.17				
		77.63	1.7	36.23	1.18				
		79.37	1.72	38.32	1.19				
		81.16	1.74	40	1.198				
		83.06	1.76						
		85.16	1.78						
		87.69	1.8						
		91.11	1.82						
		91.56	1.822						
		92.00	1.824						
		92.51	1.826						
		93.03	1.828						
		93.64	1.83						
		94.32	1.832						
		95.12	1.834						
		95.72	1.835						

Дослід 4.2. Приготування розчину заданої масової частки або молярної концентрації з наважки твердої речовини

Приготування розчинів строго певної концентрації проводять в мірній колбі. Відлік рівня рідини в мірній колбі проводиться по нижньому краю меніска, що збігається з рискою на горлі колби. Для перемішування розчину колбу щільно закривають корком, перевертають догори дном і, тримаючи однією рукою за круглу частину, а іншою – за корок.

Приклад завдання: приготувати 200 мл 2% (або 100 мл 0,2 М) розчину мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Методика визначення:

За даними розчину (С – концентрацією, V – об'ємом, М – молярною масою сполуки, що розчинятиметься) розраховують масу речовини, необхідну для приготування розчину заданої концентрації.

Зважують розраховану масу розчиненної речовини на вагах точного зважування з записом результатів зважування до 0,01 г після встановлення годинникового скла на чаші вагів і обнулювання ваги.

У горло мірної колби встановлюють лійку і обережно, намагаючись не розсипати, переносять взяту наважку речовини шпателем на лійку. Годинникове скло промивають невеликою кількістю дистильованої води і зливають її на лійку в колбу. Цю операцію повторюють кілька разів, поки на годинниковому склі не залишиться ніяких кристалів.

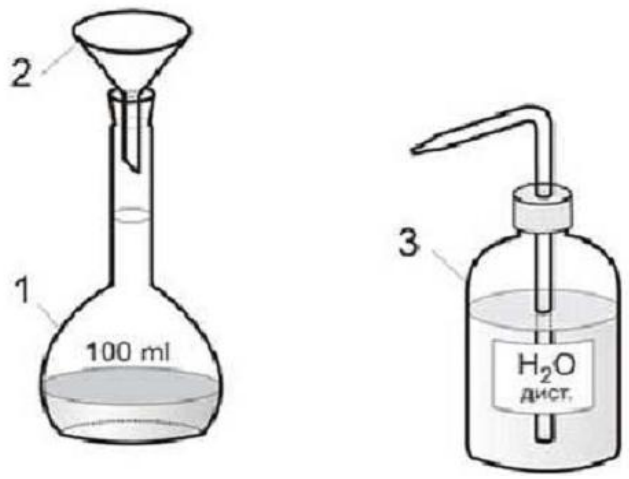


Рис. 6.3. Посуд для приготування розчинів:
1 – мірна колба, 2 – лійка, 3- промивалка.

Наповнюють колбу на ½ дистильованою водою, закривають корком та перемішують до повного розчинення речовини (рис. 4.3). Обережно доливають в колбу дистильованої води до риски за нижнім меніском. Останні порції води додають по краплях із піпетки. Нижній меніск води повинен дотикатися до риски.

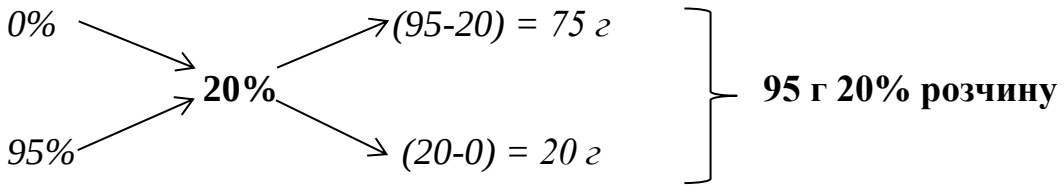
Колбу щільно закривають корком і перемішують розчин. За допомогою ареометра вимірюють густину приготовленого розчину і перевіряють його

концентрацію за табличними даними. Розраховують молярну та нормальну концентраці за густиною та масовою часткою.

Дослід 6.3. Приготування розчину заданої масової концентрації з концентрованішого

Розчини різної концентрації (20, 40, 60 і 80 %-й) готують розведенням. Для цього користуються правилом Леві (правило павука) чи спеціальними таблицями. Відповідно до правила Леві для приготування з двох розчинів різних концентрацій третього з проміжною концентрацією необхідно взяти перший розчин в об'ємі, що дорівнює різниці концентрації третього і другого розчину, і додати до нього другий розчин в об'ємі, що дорівнює різниці концентрацій першого і третього розчинів.

Наприклад, потрібно приготувати 20 %-й розчин спирту із 95%-го розчину спирту та дистильованої води. Для проведення необхідних розрахунків застосовують наступну форму запису:



Число 75 дорівнює різниці концентрації першого і третього розчинів (95-20). Вона вказує на те, скільки потрібно взяти мілілітрів дистильованої води. Цифра 20 у нижньому рядку праворуч дорівнює різниці концентрацій третього і другого розчинів (20- 0). Вона вказує на те, скільки потрібно взяти мілілітрів 95 %-го спирту. Отже, для одержання 95 мл 20 %-го спирту необхідно взяти 20 мл 95 %-го спирту і 75 мл дистильованої води. Так можна одержати спирт будь-якої концентрації меншої, ніж 95 %.

Для отримання розчину іншого об'єму (200 г) складаємо наступну пропорцію:

Для приготування 95 г 20% розчину ***необхідно 20 г 95% розчину***

Для приготування 200 г 20% розчину ***необхідно x г 95% розчину***

$$x = \frac{\mathbf{200}\text{г} \cdot \mathbf{20}\text{г}}{\mathbf{95}\text{г}} = \mathbf{42,1}\text{г}$$

Приклад завдання: Приготувати 50 мл 1% розчину мідного купоросу розведенням вихідного розчину (8%).

Методика визначення:

Використовуючи правило Леві розраховують масу концентрованого розчину ($\boldsymbol{m}$(розчину)), необхідну для приготування розведеного розчину заданої концентрації.

Вимірюють густину ($\boldsymbol{\rho}$(розчину)) вихідного розчину ареометром. Для цього переливають концентрований розчин у циліндр об'ємом 250 мл, опускають в нього ареометр та визначають густину за шкалою.

Обчислюють об’єм ($\boldsymbol{V}$(розчину)) концентрованого розчину за формулою:

$$\boldsymbol{V}(\text{розчину}) = \boldsymbol{m}(\text{розчину})/\boldsymbol{\rho}(\text{розчину}).$$

Градуювальною піпеткою з дозатором відміряють розрахований об’єм розчину ($\boldsymbol{V}$(розчину)) та переносять в мірну колбу.

Доводять об’єм розчину в колбі до риски за правилом нижнього меніска, закривають колбу корком та перемішують.

Розведений розчин переносять в цилінд та вимірюють його густину. За густиною визначають масову частку розведеного розчину за довідниковою таблицею (табл. 6.1) та порівняють з вихідними даними.

Розраховують відносну похибку аналізу за формулою:

$$\Delta = \frac{|\omega_1 - \omega_2|}{\omega_1} \times \mathbf{100}\%$$

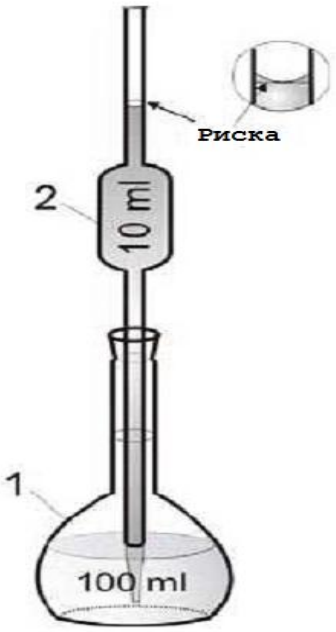


Рис.6.4. Посуд для приготування розведеного розчину з концентрованого:
1 – мірна коба, 2 – піпетка Мора.

Лабораторна робота №7

КОНДУКТОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ МІНЕРАЛІЗАЦІЇ ПРИРОДНИХ І ПИТНИХ ВОД

Хімічний склад природних вод контролюється трьома чинниками: хімією елементів атмосферних опадів (кліматичним умовам), хімічним вивітрюванням гірських порід, мінералів та біологічними процесами. Це стало можливим, оскільки вода є добрим та універсальним розчинником, в якому містяться всі відомі на Землі речовини. Основною формою таких речовин є розчинні солі – середні (NaCl), кислі ($NaHSO_4$). Серед них найбільше зустрічаються солі хлоридів та сульфатів, які надають гіркувато-солений смак.

Хімія континетальних та морських вод сильно відрізняється. У континентальній воді міститься менше 1% солей морської води. Якщо випарувати всю сіль води Морського океану, то вона покриє поверхню суші та утворить шар товщиною 150 м. Незважаючи на таку кількість солей в Морському океані в промислових масштабах з нього добувають лише магній, бром та натрій хлорид. Континетнальні води дуже важливі для людини, оскільки є єдиним джерелом питної води. Отже, особливістю всіх природних вод є їх сталий сольовий склад, особливо морської води, який не змінювався впродовж 900 млн років. В той час як на сольовий склад континентальних вод невід'ємну роль відіграє антропогенна діяльність, яка є джерелом полютантів (забруднювачів) у воді. Зокрема сільське господарство внаслідок використання мінеральних добрив забруднює воду фосфатами та нітратами, теплоелектростанції при спалюванні твердого палива вивільнюють важкі та токсичні метали, які поглинаються водою. Оцінюють сольовий склад вод за таким показником як мінералізація.

Мінералізація – це сумарний вміст розчинених у воді речовин. Загальну мінералізацію позначають символом «М» та вимірюють в г/л. У зарубіжних країнах використовують значення частинок на мільйон частинок води – $млн^{-1}$ (ppm, parts per million, мільйонна частка). Мінералізацію солоних вод

визначають в ‰ (проміле). Наприклад, мінералізація Чорного моря 18 ‰, а Азовського моря 9-11 г/л.

За ступенем мінералізації природні води О.О. Алекін класифікує на:

- ультрапрісні (<0,1 г/л)
- прісні (0,1-1,0 г/л)
- слабосолонуваті (1,0-3,0 г/л)
- солонуваті (3,0-10,0 г/л)
- солоні (10,0-35,0 г/л)
- розсоли (> 35,0 г/л).

Середня мінералізація поверхневих вод Світового океану дорівнює 34,73 ‰ або 34,73 г/л. Серед них:

- Атлантичний океан - 35,30 г/л (35,30‰);
- Тихий океан - 34,85 г/л (34,85 ‰);
- Індійський океан - 34,87 г/л (34,87 ‰);
- Північний Льодовиковий океан - 34,10 г/л (34,10 ‰);
- Мертве море, озеро Ельтон – 200-300 г/л (200-300‰).

Вимірювання мінералізації води проводять кондуктометричним методом, а спеціальний прилад, який використовують в даному методі, називається кондуктометр або солемір.

Кондуктометрія – це комплекс електрохімічних методів аналізу, заснованих на вимірюванні електричної провідності розчинів.

Електрична провідність розчинів є результатом дисоціації сполук і руху іонів під дією зовнішнього джерела напруги. Цей показник залежить від природи електроліту (речовина, що дисоціює), концентрації, температури, від розміру та розміщення електродів.

Солі, що містяться у природних водах, належать до легкодисоційованих сполук. Тому їх кількість легко виявляє кондуктометр, що дозволяє визначити мінералізацію через суму всіх іонів у воді.

Дослід 7.1. Визначення мінералізації води кондуктометричним методом

Методика визначення:

У хімічний стакан об'ємом 100 мл вносять 50 мл природної або питної води, в інший – дистильовану воду тієї ж кількості.

Вмикають кондуктометр марки DIST 2 (DIST 3) та опускають його електроди в дистильовану воду. Перевіряють чистоту дистильованої води за показниками кондуктометра, що відповідає значенню «0,00».

Виймають кондуктометр з дистильованої води, витирають фільтрувальним папером та опускають у досліджувану воду. Вимірювання триває, поки не буде встановлена рівновага на електродах, а величина на шкалі не змінюватиметься. Потім повторюють попередню процедуру, промиваючи електроди в дистильованій воді кожного разу перед вимірюванням мінералізації іншої води.

Результат визначення записують у таблицю та оцінюють мінералізацію за класифікацією О.О. Алекіна та її придатність до пиття:

- Величина М < 50 мг/л (або ppm) – ідеальна питна вода (це вода, що пройшла багаторівневу очистку).
- Величина М від 50 до 70 мг/л (або ppm) – прийнятна вода (зазвичай буває така після вугільного фільтра або це гірська вода).
- Величина М = 170 мг/л (або ppm) – важка вода.
- Величина М від 170 до 300 мг/л (або ppm) – вода на межі допустимого.
- Величина М від 300 до 500 мг/л (або ppm) – непридатна вода, неприпустима для приготування чаю.
- Величина М від 170 до 400 мг/л (або ppm) – вода з-під водопровідного крана.

- Величина М > 500 мг/л (або ppm) – небезпечна для здоров'я вода (за виняком спеціальних лікувальних мінеральних вод, що споживаються за спеціальною рецептурою).

Таблиця 7.1

Результати мінералізації природних і питних вод (приклад)

№	**Досліджувана вода**	**Мінералізація, мг/л (ppt·10^3)**	**Відповідність до класифікації О.О. Алекіна**	**Придатність води до пиття**
1	Дистильована вода	0,0	не містить солей	очищена вода
2	Водопровідна вода	240,0	прісна	важка вода, на межі допустимого
3	Інша вода (дощова, річкова, озерна, колодязна, мінеральна)	.....	.....	.....

Лабораторна робота №8

ВИЗНАЧЕННЯ СИЛИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ КОНДУКТОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Серед великої палітри хімічних речовин можна виділити ті, що проводять електричний струм і ті, що не проводять електричний струм. Шведський фізико-хімік Сванте Арреніус помітив, що електричний струм проводять лише речовини у рідкому стані, в той час як кристалічні речовини електричного струму не проводять, і висунув припущення, що провідну роль в цьому процесі належить молекулам розчинника, тобто воді. Ці зміни пізніше виявили експериментально і пов'язали їх з електролітичною дисоціацією.

Електролітична дисоціація – це процес розщеплення речовин на іони в розчинах або розплавах. Електролітичній дисоціації піддаються сполуки з іонним, ковалентно-полярним зв'язком в полярних розчинниках. Такі сполуки стали називати електролітами.

Електроліти – це сполуки, розчини або розплави яких проводять електричний струм, і їх молекули розпадаються на іони. До таких сполук відносять кислоти, основи, солі та вода.

Неелектроліти – це сполуки, розчини або розплави яких не проводять електричний струм, і їх молекули не розпадаються на іони. Це органічні речовини, утворені коваленто-неполярним зв'язком (бензин, жир, білки) та оксиди.

Теорія електролітичної дисоціації, запропонувана Сванте Арреніусом, включає такі положення:

1. Електроліти в розчині дисоціюють на позитивні та негативні іони. Позитивні іони називаються ***катіонами*** (Ca^{2+} – катіон кальцію, S^{+6} – катіон сульфуру). Негативні іони називаються ***аніонами*** (HCO_3^- – аніон гідрогенкарбонату, O^{-2} – аніон оксигену).

2. Під дією електричного струму катіони в розчині з електродами рухаються до катода, а аніони – до анода.

3. Електролітична дисоціація – обернений процес, в розчині одночасно відбуваються 2 реакції: реакція розкладу та реакція сполучення, тому при написанні хімічної реакції, що ілюструє дисоціацію потрібно зазначати дві стрілки, одна напрямлена вліво, інша – вправо (↔ або ⇔).

$$H_2S \leftrightarrow 2H^+ + S^{-2}$$

Варто відзначити, що електроліти по-різному дисоціюють на іони, а щоб виявити повноту перебігу процесу дисоціації використовують ступінь дисоціації. ***Ступінь дисоціації (α)*** – це кількісний показник, який показує відношення числа молекул електроліту, що розщепились у розчині на іони, до загального числа молекул у розчині.

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис.}}}{N_{\text{заг.}}}$$

де $n_{дис.}$. – кількість молекул, що розщепились на іони, $N_{заг.}$ – загальна кількість молекул розчиненої речовини.

Ступінь дисоціації різних сполук змінюється від 1 до 100%. Електроліти поділяють на сильні, слабкі та середні.

Сильними є електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1М водному розчині перевищує 30%, *середніми* – ті сполуки, що мають ступінь дисоціації в межах 3-30%, *слабкими* – ті сполуки, дисоціація яких в 0,1 М розчині складає менше 3%.

До сильних електролітів відносять розчинні солі, луги (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH), гідроксиди лужно-земельних металів ($Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$) та кислоти (HCl, HJ, HBr, HNO_3, H_2SO_4, $HMnO_4$).

До середніх електролітів відносять деякі кислоти (H_3PO_4, H_3PO_3, $H_4P_2O_7$).

До слабких електролітів відносять більшість основ, амфотерні гідроксиди (NH_4OH), деякі кислоти (HCN, CH_3COOH, H_2SiO_3, H_2CO_3) та вода.

Для будь-якої реакції дисоціації, що проходить в розчині, встановлюється рівновага, яку характеризують константою дисоціації.

Константа дисоціації ($К_{дис}$***)*** – це безрозмірна величина, рівна відношенню добутку концентрацій іонів до недисоційованих молекул. Чим більша величина константи дисоціації, тим повніше дисоціює сполука, і тим сильніший електроліт. Величина $К_{дис.}$ не залежить від концентрації електроліту, а залежить від природи електроліту і розчинника та температури розчину. Тому $К_{дис}$. повніше характеризує електроліт, ніж ступінь дисоціації.

Серед перелічених сполук вагому роль в процесі дисоціації належить воді. Чиста вода дуже слабо проводить електричний струм, і тому її відносять до слабких електролітів. При дисоціації води утворюється іон гідрогену та іон гідроксилу: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. Оскільки іони малого розміру, то дисоціація проходить за участі 2 молекул води, під час якої утворюється іон гідроксонію (іон оксонію, H_3O^+) – стабільніший іон порівняно з іоном H^+.

$$\boldsymbol{2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-.}$$

Константа дисоціації води матиме вираз:

$$К_{дис} = \frac{[\boldsymbol{H_3O^+}] \cdot [\boldsymbol{OH^-}]}{[\boldsymbol{H_2O}]} = \boldsymbol{1.8 \cdot 10^{-16}}$$

де $[H_2O]$, $[H^+]$, $[OH^-]$ – рівноважні концентрації води, іонів гідрогену та гідроксилу.

Величина $К_{дис}$. для води приймає найнижчі значення у порівнянні з іншими слабкими електролітами. Наприклад, $К_{дис.}$ кислот змінюється в широких межах від 10^{-18} до 10^{-2} та наведена в Додатку. Ступінь її дисоціації також відображає низьку швидкість реакції ($\alpha = 1{,}8 \cdot 10^{-9}$), а тому молярна концентрація недисоційованих молекул води практично незмінна.

Дослід 8.1. Кондуктометричне визначення сили електролітів

Кондуктометрія (з англ. conductivity - електропровідність, з грец. metreo – вимірюю) – це електрохімічний метод аналізу, який грунтується на вимірюванні електропровідності водних розчинів електролітів, яка пропорційна до їх концентрації.

Електропровідність – здатність речовин проводити електричний струм під дією зовнішнього електричного поля. Розчини електролітів належать до провідників II роду, в яких електричний струм проводять іони, а у випадку металів – провідників I роду, електричний струм проводять електрони електронного газу. Якщо в розчин електролітів помістити два платинові електроди з різницею потенціалів, то через розчин пройде струм, сила якого визначається напругою *U*, опором *R* розчину та підпорядковується закону Ома: $I = U/R$. Однак електропровідність розчинів обернена до їх опору: $W = I/R$. Одиницями вимірювання електропровідності є $Ом^{-1}$або См (Сіменс).

Кондуктометри, які оснащені електродами, вимірюють питому або еквіваленту електропровідність.

Питома електропровідність (æ) – це електропровідність $1см^3$ розчину, розміщеного між плоскими електродами площею $1см^2$ на відстані 1 см один від одного. Цю величину вимірюють в Сіменс/см (См/см, μS/cm) або Ом/см. У розведених розчинах зі збільшенням концентрації питома електропровідність зростає, досягає максимуму, а потім зменшується, оскільки в концентрованих розчинах зростають сили міжонної взаємодії.

Еквівалентна провідність (λ)– це провідність розчину, що містить 1 моль еквівалента речовини, розміщеного між двома паралельними електродами на відстані 1 см. Одиницею вимірювання еквівалентої провідності є $См·см^2$/моль-екв. Даний показник на відміну від питомої електропровідності зростає при розведенні розчинів та зменшується в концентрованих розчинах.

Еквівалентна і питома електропровідність зв’язані між собою співвідношенням: $\boldsymbol{\lambda = 1000 \cdot æ / C_н}$**, де** $\mathbf{C_н}$ **–**молярна концентраця еквівалента.

Кондуктометричний метод високочутливий з нижньою концентрацією визначення 10^{-4}–10^{-5} М, точний – похибка аналізу 0,1-2%, має просту методику та доступне обладнання, що дозволяє проводити вимірювання прозорих, забарвлених та мутних розчинів. Його ефективно використовують

для оцінки якості дистильованої води, забруднення стічних вод, молока та різних напоїв, харчових продуктів, твердості води.

Методика визначення:

Візьміть кілька хімічних стаканів і внесіть в них по 50 мл дистильованої води, розчини солей (натрій карбонат, натрій хлорид, гіпс, вапно), кислот (хлоридну кислоту, оцтову кислоту), цукровий розчин і тверді солі (натрій хлорид, соду). Поміщають їх поетапно в кондуктометричну комірку з графітовим та мідним електродами, кожного разу промиваючи електроди дистильованою водою, і визначають на іономірі показники електропровідності (напруги) через 1 хв, 2 хв, 3 хв, 5хв. У таблицю вносять дані за першим показником, розподіляють розчини на сильні та слабкі електроліти, описують їх дисоціацію рівнянням.

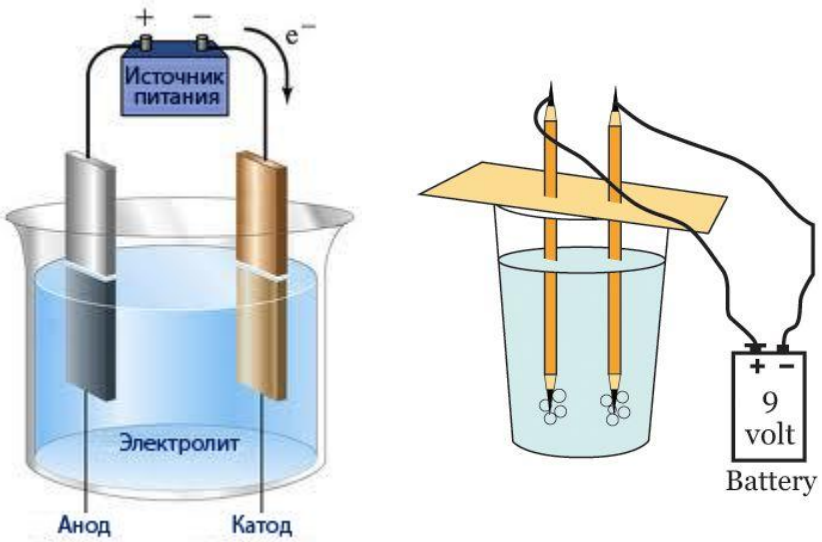
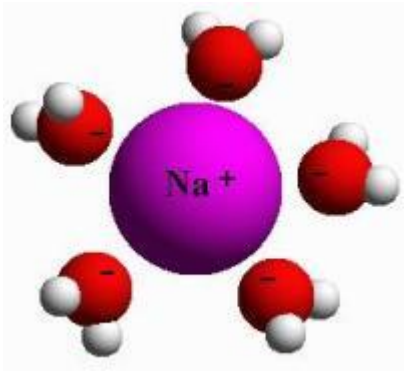
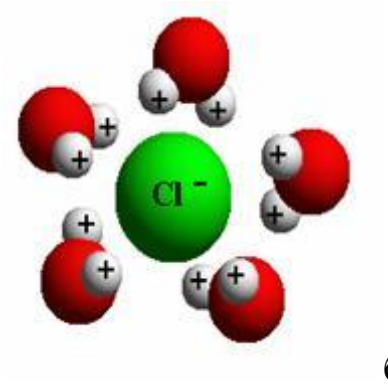


Рис. 8.1. Набір для кондуктометра.

Чим більше іонів у розчині, тим вища величина електропровідності. За відсутності вільних іонів електропровідність не можливо виміряти. Такий результат виникає для неелектролітів, а також електролітів у кристалічному стані, коли іони зв’язані між собою хімічним зв’язком і розташовуються в кристалічних гратках.

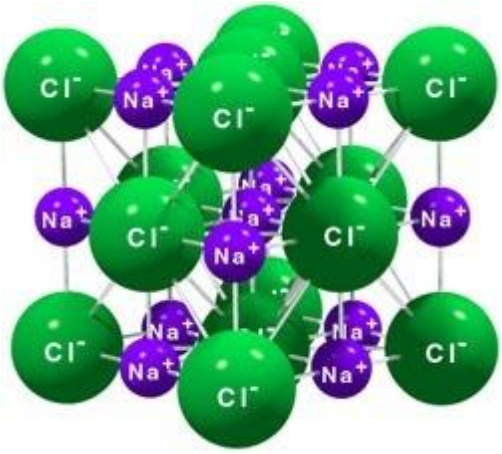


а



б

а – вільний іон натрію у воді; б – вільний іон хлору у воді.



в

в – кристалічна будова натрій хлориду.

Рис. 8.1 Форма іонів натрію і хлору в розчині (а, б), твердому стані (в).

Таблиця 8.1

Результати електропровідності розчинів та твердих солей (приклад)

№	**Досліджуваний об'єкт**	**Рівняння дисоціації**	**Електропро-відність,Ом$^{-1}$**	**Сила електроліту**
1	Натрій хлорид (р-н)	$NaCl \leftrightarrow Na^{+} + Cl^{-}$	.....	сильний електроліт
2	Натрій хлорид (тв)	не дисоціює	0,00	не виявляє електропровідності
3	Інші розчини та тверді сполуки	.....	.....	.....

Лабораторна робота № 9

ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНЕ І КОЛОРИМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ КИСЛОТНОСТІ РОЗЧИНІВ

Розчини електролітів виявляють різні властивості. Кислоти і луги є агресивними сполуками, а їх розчини виявляють різний характер: для кислот – кислотний, для основ – лужний. Ученими було встановлено, що характер розчинів різної природи визначається наявністю іонів гідрогену ($\boldsymbol{H^+}$) та гідроксилу ($\boldsymbol{OH^-}$). Відомо, що при дисоціації води утворюються саме ці іони. Оскільки вода використовується як розчинник, то її концентрація в розчині стала і дорівнює 55,56 моль/л. За константою дисоціації води можна розрахувати концентрацію іонів гідрогену та гідроксилу:

$$\boldsymbol{K_{H2O} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}}$$

$$\mathbf{[H^+][OH^-]} = K_{H2O} \cdot \mathbf{[H_2O]} = 1{,}8 * 10^{-16} \times 55{,}56 = 10^{-14}$$

Величина 10^{-14} для води є сталою величиною і виражає добуток двох іонів (гідрогену та гідроксилу), тому вираз $\mathbf{[H^+][OH^-]} = K_w$ називають *іонним добутком води*. У чистій воді концентрація іонів $\mathbf{H^+}$, $\mathbf{OH^-}$ є однаковою і таку воду називають нейтральною. Проте в розчинах кислот, лугів та солей цей баланс є порушеним. Співвідношення іонів $\mathbf{H^+}$, $\mathbf{OH^-}$, в будь-якому розчині називається *кислотно-лужною рівновагою або кислотністю середовища.* Кислотно-основну рівновагу в розчинах характеризують не концентрацію іонів, а показником ***pH (power Hidrogen - "сила гідрогену"),*** який показує число іонів гідрогену в розчині.

Водневий показник (pH) – це від'ємний десятковий логарифм від концентрації іонів-гідрогену в розчині:

$$\mathbf{pH = - lg[H^+]},$$

Гідроксильний показник виражають таким самим співвідношенням:

$$\mathbf{pOH = - lg[OH^-]}.$$

Логарифмування іонного добутку води одержують наступний вираз:

pH+pOH = 14

Як і K_w показник pH є сталою величиною для певного розчину (табл.). Величина pH залежно від співвідношення іонів гідрогену H^+ та іонів гідроксилу OH^- може приймати значення від 0 до 14.

За величиною pH розрізняють 3 види кислотності середовища:

- *нейтральне середовище* – середовище з pH = 7,0, коли рівна концентрація іонів $[H^+]$ і $[OH^-]$.
- *кисле середовище* – середовище з pH <7,0, коли концентрація іонів H^+ вища за концентрацію $[OH^-]$.
- *лужне середовище* – середовище з високим рівнем pH >7,0, в якому концентрація іонів OH^- вища за концентрацію іонів H^+.

Таблиця 9.1

Водневі показники для розчинів

Розчин	**pH**	**Розчин**	**pH**
HCl	1,0	H_2S	4,1
H_2SO_4	1,2	Сеча	4,8-7,5
$H_2C_2O_4$	1,3	Чорна кава	5,0
$NaHSO_4$	1,4	Слина	7,4-8
H_3PO_4	1,5	Молоко	6,7
Шлунковий сік	1,6	Кров	7,35-7,45
Винна кислота	2,0	Жовч	7,8-8,6
Лимонна кислота	2,1	Вода океанів	7,9-8,3
HNO_2	2,2	$Fe(OH)_2$	9,5
Лимонний сік	2,3	MgO	10,0
Молочна кислота	2,4	$Mg(OH)_2$	10,5
Саліцилова кислота	2,4	Na_2CO_3	11
Столовий оцет	3,0	$Ca(OH)_2$	11,5
Сік грейпфрута	3,2	NaOH	13,0

Людський організм здатний керувати рівнем кислотності:

- *Виділяє кислоти* через шлунково-кишковий тракт, нирки, легені, шкіру
- *Нейтралізує кислоти* за допомогою мінералів кальцію, магнію, калію, натрію.
- *Накопичує кислоти* в тканинах, насамперед у м'язах під час бігу виділяється молочна кислота.

Кислотність розчинів визначають колориметричним і потенціометричним методами. Перший метод характеризується малою точністю, проте є експресним, а інший – високою точністю і помірною швидкістю.

Колориметричний метод – метод, який ґрунтується на визначенні кислотності середовища розчинів за допомогою індикаторів.

Індикатори – це слабкі органічні кислоти, які залежно від кислотності середовища мають різний колір. У колориметрії в якості індикаторів використовують фенолфталеїн, метиловий оранжевий, метиловий червоний, універсальний.

Потенціометричний метод – метод, який ґрунтується на вимірюванні електрорушійної сили, що виникає між індикаторним електродом та електродом порівняння. Електрорушійна сила гальванічного ланцюга чисельно дорівнює електрохімічній різниці потенціалів електродів.

Індикаторний електрод – електрод, за значенням потенціалу якого визначають концентрацію іонів гідрогену в розчині. З цією метою використовують скляний електрод. Скляний електрод – тонкостінний скляний шарик, заповнений розчином хлоридної кислоти, всередині якого розміщується хлорсрібний електрод. Цей пристрій покритий захисним шаром – нерозчиненною сполукою аргентум хлоридом. Перед роботою скляний електрод деякий час вимочують в 0,1 М хлоридній кислоті. При цьому іони гідрогену обмінюються на іони натрію зі скляної мембрани і в системі встановлюється рівновага, така гідратація pH вмісних мембран відбувається за рівнянням:

$$\underset{\textit{Розчин}}{H^+} + \underset{\textit{Скло}}{Na_2SiO_3\ (NaGl)} \rightleftharpoons \underset{\textit{Скло}}{H^+ + Gl} + \underset{\textit{Розчин}}{Na^+}$$

Електрод порівняння – електрод, потенціал якого відомий; ним вимірюють потенціал індикаторного електрода. До цього типу електродів належать аргентум-хлоридний (Ag|AgCl | нас. KCl), каломелевий (Hg| Hg_2Cl_2| нас. KCl) електроди.

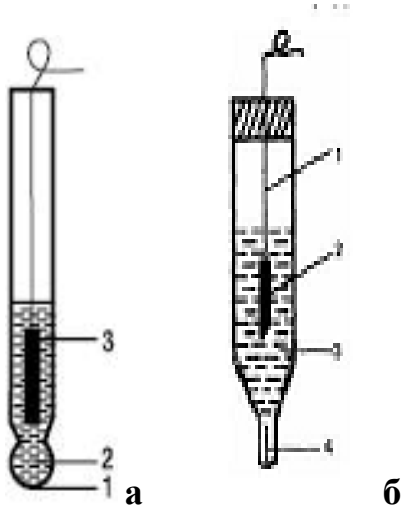


Рис. 9.1. Електроди: а – скляний pH-електрод (1 – кулька з електродного скла; 2 — 0,1 М розчин HCl; 3 — хлоридосрібний електрод); б – аргентум-хлоридний електрод (1 – срібний дріт, 2 – аргентум хлорид, 3 - насичений розчин калій хлорид, 4 – електролітичний контакти, здійснюється через азбестову нитку, впаяну в скло).

Дослід 9.1. Колориметричне визначення pH розчинів

Методика визначення:

Готують дві серії розчинів з різною кислотністю середовища. Кожна серія складається з 3 пробірок, розташовані у штативі один навпроти одного. До 6 пробірок вносять по 5 мл водопровідної води. У дві пробірки, розташовані зліва, вносять 2-3 краплі розчину кислоти (1М HCl) для створення кислого середовище, у дві інші пробірки справа вводять 2-3 краплі розчину лугу (1М NaOH), створюючи лужне середовища. До проміжних

пробірок вносити нічого не потрібно, оскільки розчин води має нейтральне середовище. За допомогою скляної палички розчин перемішують після внесення індикатора або переносять розчин відповідного середовища на паперовий індикатор. Варто пам'ятати, що скляну паличку необхідно кожного разу промивати дистильованою водою, яку набирають у хімічний стакан або промивалкою.

Наприклад, для визначення забарвлення універсального папірця потрібно спочатку паличку опустити в нейтральний розчин, перенести на універсальний папірець, після чого визначити набутий колір і записати в зошит. Скляну паличку промити у дистильованій воді та повтори дослід з іншим розчином (кислим або лужним) за попередньою структурою. Для встановлення приблизного значення кислотності середовища колір універсального папірця порівнюють зі шкалою pH, наведеною на поверхні ємності, де зберігається індикатор. Отримане значення pH записують до таблиці 9.2.

Таблиця 9.2

Результати дослідження індикаторів

Назва індикатора	**Колір індикатора**		
	pH<7	**pH=7**	**pH>7**
Універсальний			
Лакмус			
Метиловий оранжевий			
Метиловий червоний			
Фенолфталеїн			
Бромтимоловий синій			

Дослід 9.2. Потенціометричне визначення pH природних вод

Потенціометричне визначення кислотності середовища проводять на pH-метрі марки pH-150M. Прилад настроюють за допомогою стандартних буферних розчинів, які мають певну стійку величину pH. Ці розчини випус-

кають у вигляді фіксаналів, розрахованих на приготування 1000 мл буферного розчину. За температури 20°С стандартні буферні розчини мають наступні величини pH: 3,68; 4,01; 6,86; 9,18. Температура буферних розчинів має бути такою ж як і у досліджуваного розчину. Після встановлення відповідних показів, електрод добре промивають дистильованою водою і приступають до вимірювань pH розчинів. Наприклад, мінеральною водою, водою центрального водопостачання, овочевих та фруктових соків, молока, інших напоїв.

Методика визначення:

Хімічний стакан об'ємом 50 мл заповнюють досліджуваним розчином. Електроди pH-метра, що знаходяться у дистильованій воді, виймають з води, витирають фільтрувальним папером і занурюють його у стакан з розчином так, щоб кулька скляного електрода була занурена у розчин. Опущені електроди витримують у розчині впродовж 1-2 хвилин, поки висвітлене значення pH на приладі не змінюватиметься. Після цього електроди виймають з розчину, протирають фільтрувальним папером і опускають у дистильовану воду (це обов'язково!). Значення pH досліджуваного розчину записують у зошит і визначають концентрацію іонів гідрогену і гідроксил-іонів (в моль/л) на калькуляторі або розраховують за формулами:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-n,m} = 10^{-0,m} \cdot 10^{-n} = (0{,}001 \ldots 0{,}999) \cdot 10^{-n} \text{ (моль/л)}$$

Де n – числове значення >1 (10^{-n} – стала величина, не обробляється);

m – числове значення <1 ($10^{-0,m}$ – визначається за таблицею 9.3).

$$[OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[H^+]} \quad (\text{моль/л})$$

Наприклад,

1) $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-9,40} = 10^{-0,40} \cdot 10^{-9} = 0{,}398 \cdot 10^{-9}$(моль/л);
2) $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-9,40} = 3{,}98 \cdot 10^{-10}$(моль/л).

$$[OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{0{,}398 \cdot 10^{-9}} = \frac{1}{0{,}398} \cdot 10^{-14+9} = 2{,}51 \cdot 10^{-5}(\text{моль/л})$$

Таблиця 9.3

Значення функції (10^{-x}) – десятковий антилогарифм

pH	$[H^+]$,M	pH	$[H^+]$,M	pH	$[H^+]$,M	pH	$[H^+]$,M	pH	$[H^+]$,M	pH	$[H^+]$,M
0,01	0,977	**0,17**	0,676	**0,33**	0,468	**0,50**	0,316	**0,66**	0,219	**0,82**	0,151
0,02	0,955	**0,18**	0,661	**0,34**	0,457	**0,51**	0,309	**0,67**	0,214	**0,83**	0,148
0,03	0,933	**0,19**	0,645	**0,35**	0,447	**0,52**	0,302	**0,68**	0,209	**0,84**	0,144
0,04	0,912	**0,20**	0,631	**0,36**	0,436	**0,53**	0,295	**0,69**	0,205	**0,85**	0,141
0,05	0,891	**0,21**	0,617	**0,37**	0,427	**0,54**	0,288	**0,70**	0,200	**0,86**	0,138
0,06	0,871	**0,22**	0,603	**0,38**	0,417	**0,55**	0,281	**0,71**	0,195	**0,87**	0,135
0,07	0,851	**0,23**	0,588	**0,39**	0,407	**0,56**	0,275	**0,72**	0,191	**0,88**	0,132
0,08	0,832	**0,24**	0,575	**0,40**	0,398	**0,57**	0,269	**0,73**	0,186	**0,89**	0,129
0,09	0,812	**0,25**	0,562	**0,41**	0,389	**0,58**	0,263	**0,74**	0,182	**0,90**	0,126
0,10	0,794	**0,26**	0,550	**0,42**	0,380	**0,59**	0,257	**0,75**	0,178	**0,91**	0,123
0,11	0,776	**0,27**	0,537	**0,43**	0,372	**0,60**	0,251	**0,76**	0,174	**0,92**	0,120
0,12	0,759	**0,28**	0,524	**0,44**	0,363	**0,61**	0,245	**0,77**	0,170	**0,93**	0,117
0,13	0,741	**0,29**	0,513	**0,45**	0,354	**0,62**	0,240	**0,78**	0,166	**0,94**	0,115
0,14	0,724	**0,30**	0,501	**0,46**	0,347	**0,63**	0,234	**0,79**	0,162	**0,95**	0,112
0,15	0,708	**0,31**	0,490	**0,47**	0,339	**0,64**	0,229	**0,80**	0,158	**0,96**	0,110
0,16	0,691	**0,32**	0,479	**0,48**	0,331	**0,65**	0,224	**0,81**	0,155	**0,98**	0,105

Дослід 9.3. Потенціометричне визначення кислотності мінеральних добрив (солей).

Кислотність розчинів солей, які утворені катіоном металу та кислотним залишком, визначається Якщо сіль утворена катіоном металу сильної основи та кислотним залишком сильної кислоти, то сіль вважається нейтральною за однакового співвідношення Ме:КЗ, кислою – за переважанням кислотного залишку, лужною – за переважанням катіонів металу.

Якщо сіль утворена катіоном металу сильної основи та кислотним залишком слабкої кислоти, то сіль має лужну реакцію. Така сіль гідролізує і зсуває рівновагу в лужну область.

Якщо сіль утворена катіоном металу слабкої основи та кислотним залишком сильної кислоти, то сіль має кислу реакцію.Гідроліз цієї солі спричинює зсув рівноваги в кислу область.

Гідроліз – це взаємодія солей з водою, під час якого компоненти води, а саме іони H^+ або OH^- зв'язуються з слабшим електролітом солі – катіоном металу або кислотним залишком.

Для натрій сульфіду, де слабшим електролітом є сульфід іон, реакція взаємодії з водою супроводжується утворенням кислої солі та натрій гідроксиду. Останій зсуває рівновагу в лужну область.

$$Na_2S + H_2O \rightarrow NaHS + NaOH$$

$$CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COOH + NaOH$$

*О*бидві реакції призводять до утворення лужного середовища. Аналогічний ефект виникає при розчиненні фосфатних добрив, рідкого аміаку.

Методика визначення:

Приготувати декілька розчинів на основі добрив (розчин солі), які наведені в таблиці 9.4. Шпателем відібрати декілька кристаликів добрив, перенести в хімічний стакан і розчинити в 100 мл дистильованої води.

В одержаному розчині виміряти pH на потенціометрі марки pH-150M. У включеного потенціометра вийняти електроди з дистильованої води, витирти фільтрувальним папером і опустити в розчин добрива. Після встановлення рівноваги електроди вийняти з розчину, обтерти фільтувальним папером і промити дистильованою водою перед вимірюванням кислотності інших розчинів. Величину pH кожного розчину записати до таблиці і перевірити експериментальні дані з теоретичними.

Таблиця 9.4

Кислотність середовища розчинів добрив і солей

№	Добрива, солі	Хімічна формула	Передбачувана кислотність розчину	Експери-ментальна величина pH
1	Натрієва селітра	$NaNO_3$		
2	Амонійна селітра	NH_4NO_3		
3	Преципітат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$		
4	Амофоска	$(NH_4)_2HPO_4 + NH_4H_2PO_4$		
5	Ацетат натрію	CH_3COONa		
6	Натрій карбонат	Na_2CO_3		
7	Кальцій хлорид	$CaCl_2$		

Лабораторна робота №10

ВИЗНАЧЕННЯ ТВЕРДОСТІ, КИСЛОТНОСТІ, ЛУЖНОСТІ ПРИРОДНИХ ВОД ТИТРИМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Титриметричний метод – кількісний метод аналізу, який ґрунтується на точному вимірюванні об'єму розчину, що використовується на реакцію з визначуваним компонентом.

Основною перевагою цього методу є простота в обладнанні, точність, експресність (висока швидкість), широкі можливості використання найрізноманітніших хімічних властивостей речовини. Тому в титриметрії використовують лише ті реакції, які проходять швидко і кількісно. До таких хімічних реакцій належать:

- кислотно-основні реакції, а метод називається кислотно-основне титрування;
- реакції окиснення-відновлення, а метод – окисно-відновне титрування;
- реакції утворення комплексних сполук з комплексоном III, а метод – комплексонометричне титрування;
- реакції осадження, а метод – осаджуване титрування.

Незалежно від методу, в титриметрії використовують два види розчинів: досліджуваний розчин та робочий розчин (титрант).

Досліджуваний розчини – це розчин невідомої концентрації, поміщений в конічну колбу. В якості досліджуваного розчину використовують прозорі розчини.

Робочий розчини (титрант) – це розчин відомої концентрації, який поміщають у бюретку. Робочий розчин первинного стандарту готують безпосереднім розчиненням високочистої речовини в 1 л води. Розчини вторинних стандартів готують приблизно необхідної концентрації, а точну концентрацію встановлюють титруванням за первинним стандартом.

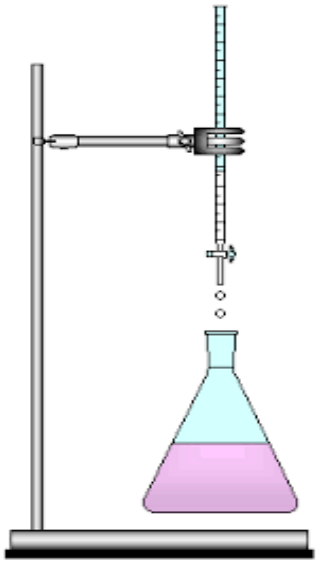


Рис. 10.1. Обладнення для титрування (штатив, бюретка з краном, колба конічна Ерленмейєра)

Концентрацію досліджуваного розчину знаходять за об'ємом використаного робочого розчину під час титрування.

Титрування – це процес додавання невеликими порціями робочого розчину (титранту) з бюретки до досліджуваного розчину, що міститься в конічній колбі, і встановлення точки еквівалентності.

Точка еквівалентності – це такий момент титрування, коли співвідношення речовин, які реагують, є однаковим або еквівалентним. Точку еквівалентності в титриметричному методі фіксують візуально, використовуючи індикатори. Для кожної реакції використовують той індикатор, інтервал зміни забарвлення якого співпадає або частково перекриває точку еквівалентності. Щоб визначити точку еквівалентності у заданій реакції необхідно написати реакцію взаємодії титранту з досліджуваним розчином, визначити продукт реакції та його кислотність середовища, що визначає pH в точці еквівалентності. Наприклад, коли взаємодіє калій гідроксид з хлоридною кислотою утворюється калій хлорид. Це сіль нейтральної реакції, для її визначення краще використовувати лакмус, який змінює колір в цьому ж середовищі, а саме за pH 6,0-8,0, а не фенолфталеїн, який змінює забарлення в лужному середовищі в інтервалі pH 8,0-10,2. Для інших індикаторів інтервал зміни забарвлення наведено в табл.10.1.

Точку еквівалентості визначають ще за кривою титрування, під час якого вимірюють два показники – pH відосно об'єму титранту.

Крива титрування – це графік залежності pH розчину від об'єму титранту. Крива має 3 ділянки до яких будують дотичні (1 – ділянка, коли розчин недотитрований; 2 – протитрований розчин, що відповідає точці еквівалентості; 3 – перетитрований розчин з надлишком титранту).

Таблиця 10.1

Інтервал зміни забарлення індикаторів

Назва індикатора	**Інтервал переходу pH**
Метиловий оранжевий	3,0-4,5
Метиловий червоний	4,2-6,0
Лакмус	6,0-8,0
Бромтимоловий синій	5,8-7,6
Фенолфталеїн	8,0-10,2

Точку еквівалентості знаходять за висотою кривої (другої дотичної), поділивши її на 2. Величина pH в точці еквівалентності повинна співпадати з інтервалом переходу забарвлення індикатора. Оскільки pH під час титрування зростає, то в якості титранту використовують сполуку, що виявляє лужні властивості, наприклад натрій гідроксид. У випадку застосування кислоти як титранту pH розчину знижуватиметься, а крива титрування матиме спадаючий характер.

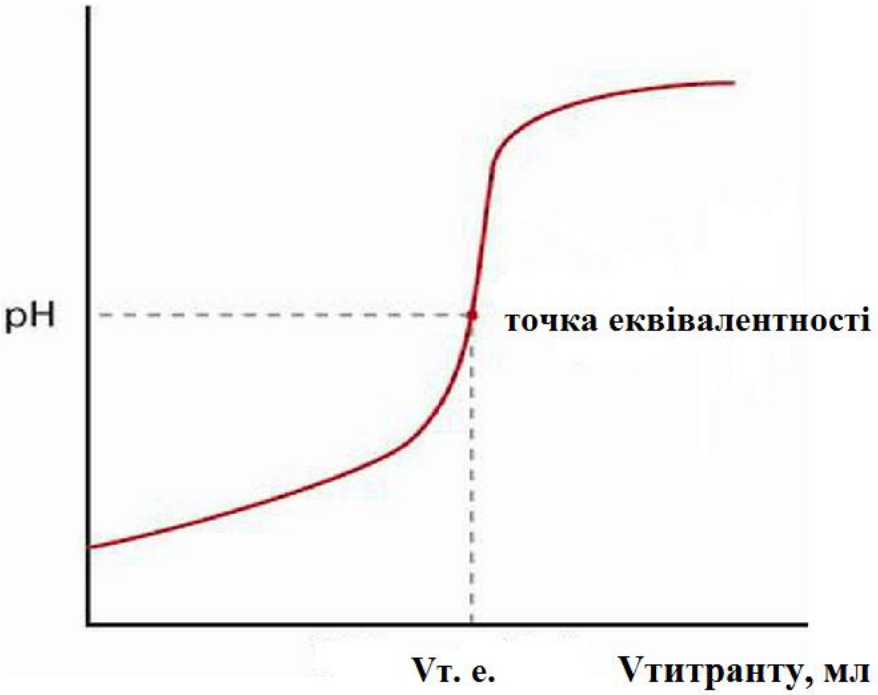


Рис. 10.2. Крива титрування з однією точкою еквівалентності.

Якщо визначуваний компонент є слабким електролітом, який дисоціює постадійно, то на кривій титрування спостерігається декілька точок еквівалентості. Фіксують ці точки різними індикаторами, а величину pH в точці еквівалентності (pHт.е.) визначають за константою дисоціації кислоти, її концентрацію, або використовують її спрощену формулу :

$$\text{pHт.е.} = 14 - 1/2\text{pK(кислоти)} + 1/2lgC(\text{солі})$$

або

$$\text{pHт.е.} = 14 - \text{pK(кислоти)} \pm 1$$

Наприклад, при титруванні оцтової кислоти ($\text{pK(кислоти)} = 4{,}76$) лугом відбувається реакція, де продуктом є ацетат натрію.

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

За теорією дисоціації сіль складається з сильної основи і слабкої кислоти, що маиме лужне середовище. Використання формули дає більш точний результат, а саме

$$\text{pHт.е.} = 14 - 1/2 \cdot 4{,}76 + 1/2 \cdot lg0.1 = 8.88$$

$$\text{pHт.е.} = 14 - 4{,}76 - 1 = 8{,}24$$

Різні способи визначення точки еквівалентості дають близький результат, що відповідає лужному середовищі. В цій ділянці pH змінює забарвлення фенолфталеїн, який використовувати потрібно для виявлення точки еквівалентності. Для інших індикаторів результат буде заниженим від реального, оскільки точка еквівалентності виникатиме за меншої величини pH, коли потрібно нижчу кількість титранту.

Щоб обчислити результати титрування необхідно знати об'єм титранту в точці еквівалентності ($V_{\text{титранту(т.е.)}}$, мл), його концентрацію ($C_{\text{титранту}}$, н) і об'єм досліджуваного розчину ($V_{\text{д.р.}}$, мл), який містить визначуваний компонент. Концентрацію досліджуваного розчину ($C_{\text{д.р}}$, н) обчислюють за формулою:

$$C_{\text{д.р.}} = \frac{C_{\text{титранту}} \cdot V_{\text{титранту(т.е.)}}}{V_{\text{д.р.}}}$$

Дослід 10.1. Визначення концентрації оцтової кислоти кислотно-основним титруванням

Для титрування кислот використовують сильну основу лужних металів. При титруванні одноосновної кислоти виникає лише одна точка титрування, в багатоосновних слабких кислотах кількість точок еквівалентості залежить від їх основності. Чим слабша кислота, тим менший стрибок на кривій титрування.

Методика визначення:

У конічну колбу ємністю 250 мл вносимо 10 мл оцтової кислоти і 1-2 краплі індикатора фенолфталеїну. Бюретку заповнюємо 0,1 н розчином натрій гідроксидом і починаємо титрування від «нульвого показника».

Для цього колбу з розчином беруть в праву руку, ставлять її на аркуш білого паперу і розташовують її під бюреткою так, щоб «носик» бюретки був занурений в колбу приблизно на 1 см. В іншу руку – клапан-намистинку або затискач на бюретці.

Розчин титруємо повільним введенням титранту до кислоти при постійному її перемішуванні доки не зміниться забарвлення індикатора. Зміну забарлення індикатора фіксуємо після додавання однієї краплі надлишку титранта і продовжуємо перемішувати розчин, перевіряючи стійкість забарвлення, яке не зникає впродовж 1 хв.

За допомогою шкали на бюретці визначаємо об’єм використаного натрій гідроксиду. Повторіть титрування 3-4 рази, кожний раз використовуючи нову суху колбу і встановлюючи рівень розчину в бюретці на нульовій поділці. Запишіть одержані значення об'ємів розчину лугу: V_1 = … см3; V_2 = … см^3; V_3 = … см^3. Усередніть значення об’ємів і визначте нормальну концентрацію кислоти за формулою:

$$C_{CH3COOH}, \text{н} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH(\text{т.е.})}}{V_{CH3COOH}}$$

Пам'ятайте, що об’єми повинні відрізнятися не більше, ніж на 0,1см^3.

Дослід 10.2. Визначення загальної кислотності та лужності вод титриметричним методом

Кислотність природних вод залежить від концентрації розчиненого діоксиду карбону, вмісту гумінових та інших слабких органічних кислот, які є джерелом іонів H^+ у воді. Загальну кислотність вод визначають не лише потенціометрично, але й титриметрично за кількістю гідроксиду натрію, яка необхідна для повної нейтралізації 1 $дм^3$ досліджуваної води (в ммоль-екв/л). Оскільки кислоти, що спричинюють кислотність вод є слабкими як оцтова кислота (дослід 8.2), то точка еквівалентності виникатиме в лужному середовищі, а для її виявлення потрібно використовувати фенолфталеїн.

Лужність вод обумовлена наявністю у воді гідроксид-іонів і аніонів слабких кислот (карбонатів, гідрогенкарбонатів, силікатів, боратів, сульфітів, гідрогенсульфітів, сульфідів, гідрогенсульфідів, аніонів гумінових кислот, фосфатів). Загальну лужність вод визначають титриметрично за кількістю сильної кислоти, необхідної для повної нейтралізації 1 $дм^3$ води до pH=4,4. Титрування води до pH 4,4 проводять в присутності метилового оранжевого, який змінює забарвлення в цій ділянці. ДержСанПіН України рекомендує так звані показники фізіологічної повноцінності складу води, до яких входить і загальна лужність (0,5- 6,5 ммоль-екв/$дм^3$).

Ці уявлення засновані на тому, що в природних водах існує карбонатна рівновага, а pH води залежить від співвідношення всіх форм карбонатної кислоти (рис. 10.3).

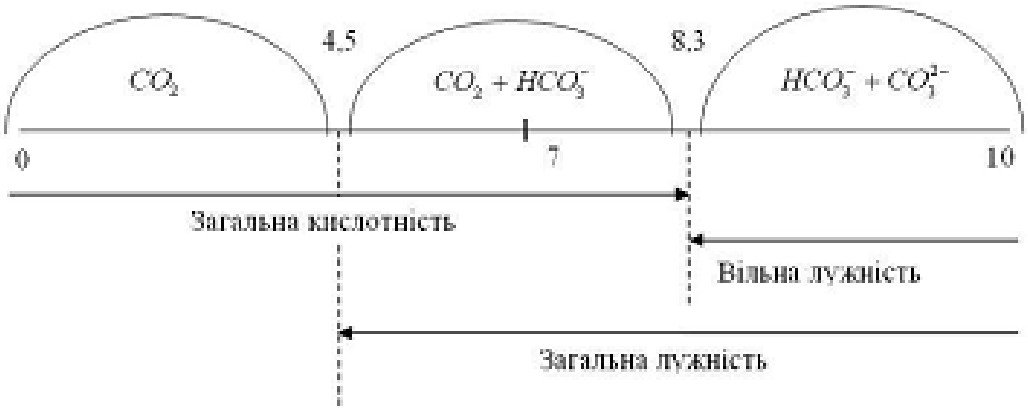


Рис.10.3. Розподіл іонів карбонатної системи від кислотності середовища.

За *pH <4,4* у воді аналітично визначається тільки вільна карбонатна кислота.

За *pH = 4,4-8,6* у воді в рівноважному стані знаходяться вільна карбонатна кислота і гідрогенкарбонати.

За *pH = 8,6-12* у воді присутні гідрогенкарбонати й карбонати.

За pH >12 карбонат-іони стають переважаючою формою

Методика визначеня загальної кислотності води:

У конічну колбу об'ємом 250 мл наливають 100 мл досліджуваної води, додають 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Пробу відтитровують 0,1 н гідроксидом натрію до появи блідо-рожевого кольору. Титрування повторюють тричі. Загальну кислотність ($K_{заг}$ в ммоль-екв/л) розраховують за формулою:

$$K_{заг} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH(т.е.)}}{V_{H_2O}} \cdot 1000$$

де C_{NaOH} – концентрація розчину лугу, н; $V_{NaOH(т.е.)}$– середній об’єм розчину лугу, витрачений на титрування проби досліджуваної води, мл; V_{H_2O} – об’єм проби води, мл; 1000 – перевідний множник.

Методика визначення загальної лужності води:

У конічну колбу наливають 100 см^3 досліджуваної води, додають 2-3 краплі розчину метилового оранжевого. Пробу відтитровують 0,1М розчином хлоридної кислоти до переходу жовтого кольору в золотисто-рожевий. Записують об’єм розчину хлоридної кислоти, що використано на титрування. Титрування повторюють тричі. Розраховують загальну лужність води ($Л_{заг.}$, ммоль-екв/л) за формулою :

$$Л_{заг} = \frac{C_{HCl} \cdot V_{HCl(т.е.)}}{V_{H_2O}} \cdot 1000$$

де C_{HCl} – концентрація розчину лугу, н; $V_{HCl(\text{т.е.})}$– середній об'єм розчину лугу, витрачений на титрування проби досліджуваної води, мл; V_{H_2O} – об'єм проби води, мл; 1000 – перевідний множник.

Дослід 10.3. Визначення кислотності молока титриметрично

Кислотність молока зумовлена кислотними солями – дигідрофосфатами та дигідроцитратами, білками (казеїном та сироватковими білками), вуглекислим газом, кислотами (молочною, лимоновою, аскорбіновою, вільними жирними) та іншими компонентами молока. Титровану кислотність виражають у градусах Тернера (ºТ). ***Градус Тернера відповідає 90 г молочної кислоти (рис. 8.4) у 100 мл молока.*** Кислотність молока визначають за об'ємом 0,1 н натрій (калій) гідроксиду, необхідного для нейтралізації 100 см^3 продукту. Методика визначення титрованої кислотності молока проводиться за ГОСТ 3624-92.

Кислотність молока є критерієм оцінки якості молока, його сорту (табл. 10.2, 10.3). Для свіжого молока кислотність складає 16-20 ºТ, для молока, що зсідається за кімнатної температури, цей показник вище 60 ºТ.

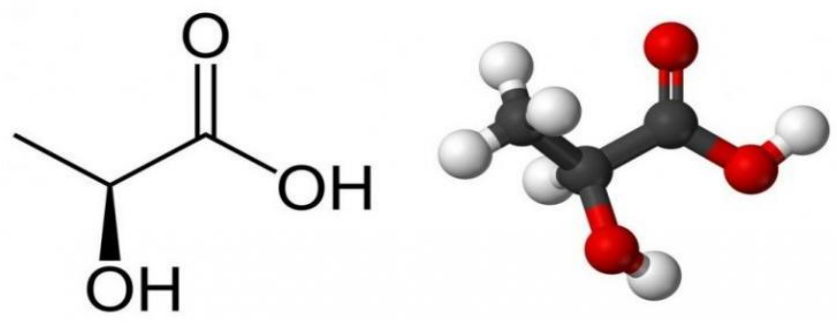


Рис. 10.4. Молочна кислота (структурна, просторова будова).

Таблиця 10.2

Розподіл заготівельного молока за ґатунками

Назва показника	**Норма для ґатунку**			
	Екстра	**Вищий**	**Перший**	**Другий**
Кислотність, ºТ	16-17	16-18	16-19	≤ 20

Таблиця 10.3

Зміна якості молока залежно від кислотності

Кислотність молока, ˚Т	**Характеристика молока (за Давидовим Р.Б.)**
Нижче 15	Молоко фальсифіковане чи отримане від хворих корів або корів у кінці лактації
15-19	Нормальне свіже молоко
20-21	Молоко першого місяця лактації
22	Молоко кислувате, але при кип'ятінні не скипається
26	При кип'ятінні молоко може скипатися
28	При кип'ятінні скипається
30	Зсідається при нагріванні до температури 77˚С
40	Зсідається при нагріванні до 65˚С
50	Зсідається при нагріванні до 40˚С
60	Зсідається самовільно за температури 22˚С
65	Зсідається самовільно за температури 16˚С

Методика визначення:

У конічну колбу місткістю 250 мл за допомогою піпетки відмірюють 10 мл молока, додають 20 мл дистильованої води і 1-2 краплі 1 %-го спиртового розчину фенолфталеїну. Суміш ретельно перемішують і титрують 0,1 н розчином натрій (калій) гідроксиду до слабко-рожевого забарвлення, яке не зникає впродовж 1 хв. Кислотність молока ($K_{\text{молока}}$, ºТ) розраховуюють за формулою:

$$K_{\text{молока}} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{NaOH(\text{т.е.})}}{V_{\text{молока}}} \cdot \frac{100}{1000} \cdot 90 \cdot 30 = 2{,}7 \cdot V_{NaOH(\text{т.е.})}$$

де C_{NaOH} – концентрація розчину лугу, н; $V_{NaOH(\text{т.е.})}$– середній об'єм розчину лугу, витрачений на титрування проби молока, мл; $V_{\text{молока}}$ – об'єм молока, мл; 30/$V_{\text{молока}}$ – кратність розведення молока; 100 – множник для

перерахунку в градуси на 100 мл молока; 1000 –множник для переведення мл в л; 90 – молекулярна маса молочної кислоти, г/моль.

Дослід 10.4. Визначення твердості води комплексонометрично

Твердість води – це вміст розчиненних солей кальцію (Ca^{2+}) і магнію (Mg^{2+}) у воді. Однак для забруднених, сильномінералізованих вод твердість води обумовлена тією чи іншою мірою двовалентними металами – Fe, Sr. Оскільки їх «внесок» у твердість мізерний, то стандарт подає таке поняття. *Твердість води* – це сукупність властивостей, зумовлених концентрацією в ній лужно-земельних елементів, переважно іонів кальцію (Ca^{2+}) і магнію (Mg^{2+}). Цей показник вимірюють в ммоль-екв/л і використовують для оцінки питних, поливних, технічних вод.

За твердістю води поділяють на 4 види: м’яка (0-4 ммоль-екв/л); середньої твердості (4-8 ммоль-екв/л); тверда (8-10 ммоль-екв/л); дуже тверда (більше 10 ммоль-екв/л). Природні води мають ширшу градацію твердості. Поверхневі води мають загальну твердість до 2-9 ммоль-екв/л; вода Чорного моря – 65,5 ммоль-екв/л; середня твердість вод світового океану – 130,5 ммоль-екв/л.

Загальна твердість води складається із суми карбонатної та некарбонатної твердості.

Карбонатна твердість зумовлена наявністю у воді розчинних гідрогенкарбонатів, карбонатів кальцію і магнію. Її усувають кип’ятінням, тому назвивають ще тимчасовою твердістю.

Некарбонатна твердість обумовлена хлоридними, сульфатним солями кальцію і магнію. Ці солі не осаджуються кип’ятінням, і дана твердість одержала назву постійна твердість.

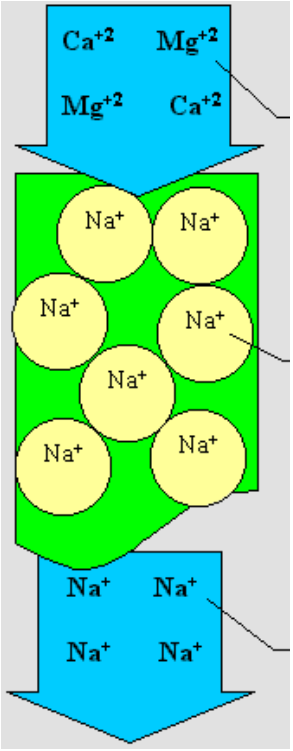


Рис. 10.5. Механізм іонного обміну.

Пом’якшення води проводять:

- кип'ятінням води, під час якого відбуваються хімічні реакції:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + CO_2 + H_2O$$

$$Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3 \downarrow + CO_2 + H_2O$$

- заморожуванням води, під час якого усувається

- осадженням солей кальцію і магнію пірофосфатом, ортофосфатом;

- іоннним обміном за участі іонообміниих смол;

- сорбцією іонів кальцію і магнію на активованому вугіллі.

Методика визначення:

У конічну колбу об’ємом 250 мл відбирають піпеткою 100 мл досліджуваної води, додають мірною пробіркою 5 мл амонійного буферу та декілька кристаликів індикатора в сухому стані – хром темно-синього. Воду повільно, при енергійному перемішуванні, титрують по краплях 0,1 н розчином трилону Б до зміни забарвлення від червоно-фіолетового до голубого. Загальну твердість води ($C_{(\text{твердість води})}$ в ммоль-екв/л) розраховують за формулою:

$$C_{(\text{твердість води})} = \frac{C_{\text{трилон Б}} \cdot V_{\text{Трилон Б(т.е.)}}}{V_{H2O}} \times 1000$$

де V_1 – об’єм розчину трилону Б, затраченого на титрування, мл; $C_н$ – концентрація розчину трилону Б, ммоль-екв/л; V – об’єм води, взятий для титрування, мл.

Лабораторна робота №11

ПРИГОТУВАННЯ БУФЕРНИХ РОЗЧИНІВ. ТИТРИМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ БУФЕРНОЇ ЄМНОСТІ

Природні системи, так само як і окремі види організмів, об'єктів мають здатність зберігати стійкість. Загалом стійкість біологічних систем можна охарактеризувати як внутрішньо притаманну біосистемі здатність підтримувати на визначеному рівні впродовж тривалого часу свої основні параметри та відновлювати їх після порушень. Така система називається буферною. У межах біосфери буферна система створює сприятливі стабільні умови існування організмів, підтримується певне співвідношення між концентрацією кисню та вуглекислого газу в атмосфері. У високоорганізованих тваринах та людині так само зберігається активність фізіологічних процесів, внутрішньоклітинних розчинів за умов стійкості внутрішніх розчинів. Такими внутрішніми розчинами, які володіють буферною дією, є кров, плазма, лімфа, тканинна рідина, а стійкість фізіологічних функцій організму зберігається за рахунок дихання, терморегуляції, обміну речовин.

Отже, *буферний розчин* – це система, яка складається з слабкої кислоти та спряженої до неї основи або слабкої основи та спряженої до неї кислоти. Спряжена кислота – сіль слабкої основи з сильною кислотою. Спряжена основа – це сіль слабкої кислоти з сильною основою.

Властивості буферних розчинів: 1) здатність буферних розчинів зберігати стале значення pH при додаванні кислоти або основи; 2) здатність буферних розчинів зберігати стале значення pH при розведенні.

Кислотність середовища буферних розчинів ($\text{pH}_{\text{б.р}}$) визначається константою дисоціації слабкої кислоти ($\text{p}K_{\text{кислоти}}$) або основи ($\text{p}K_{\text{основи}}$) і співвідношенням кислоти до солі (спряженої основи) або основи до солі (спряженої кислоти).

$$\text{pH}_{\text{б.р}}. = \text{p}K_{\text{кислоти}} - lg\frac{C_{\text{кислоти}}}{C_{\text{солі}}}$$

$$\text{pH}_{\text{б.р}}. = 14 - \text{p}K_{\text{основи}} - lg\frac{C_{\text{кислоти}}}{C_{\text{солі}}}$$

Класифікація кислотно-основних буферних розчинів. За складом буферні системи поділяють на чотири типи:

1. Слабка кислота (HA) і спряжена основа (аніон кислоти A^-). *Ацетатна буферна система* складається з оцтової кислоти (CH_3COOH) та її солі (CH_3COONa). Область дії цієї буферної системи обмежена величиною pH (3,8 - 5,8).

2. Слабка основа (B) і спряжена кислота (катіон основи BH^+). *Аміачна буферна система* складається з гідроксиду амонію (NH_4OH) та її солі (NH_4Cl). Область дії цього буферного розчину змінюється в межах pH (8,2 - 10,2).

3. Багатоосновні кислоти (аніон кислої і середньої солі або двох кислих солей). *Карбонатна буферна система* складається з кислої солі – натрій гідрогенкарбонату ($NaHCO_3$) та середньої солі – натрій карбонату (Na_2CO_3). Область її дії pH 9,3 - 11,3.

4. Іони та молекули амфолітів. До них відносять *амінокислотні і білкові буферні системи.* Ці системи починають проявляти буферну дію, коли до них додають деяку кількість кислоти або лугу. Тоді частина білка (амінокислоти) переходить у форму "білок-кислота" або "білок-основа". При цьому утворюється суміш двох форм білка: слабка "білок-кислота" + сіль цієї слабкої кислоти; б) слабка "білок-основа" + сіль цієї слабкої основи.

Механізм буферного дії можна зрозуміти на прикладі *ацетатної буферної системи* (p$K_{CH3COOH}$ = 4,8), в основі дії якої лежить кислотно-основна рівновага. Її представляють двома реакціями: дисоціацією слабкої кислоти і гідролізом аніона слабкої кислоти, що входить до складу солі:

$$\begin{cases} CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+ \\ CH_3COO^- + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^- \end{cases}$$

При додаванні сильної кислоти до буферної системи ацетат-іон CH_3COO^- зв'язує додаткові іони H^+ і перетворюється на слабку оцтову кислоту: $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$ Зменшення концентрації аніонів CH_3COO^- точно врівноважується підвищення концентрації молекул CH_3COOH. У результаті відбувається невелика зміна в співвідношенні концентрацій слабкої кислоти і її солі, а отже, і незначно змінюється pH.

При додаванні лугу до буферної системи протони оцтової кислоти, що вивільняються, нейтралізують додаткові іони OH^- і пов'язують їх в молекули води: $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$. У цьому випадку також відбувається невелика зміна у співвідношенні концентрацій слабкої кислоти і її солі, а отже, і незначна зміна pH. Зменшення концентрації слабкої кислоти точно врівноважується підвищення концентрації аніонів CH_3COO^-.

Здатність буферного розчину зберігати pH у міру додавання сильної кислоти або приблизно на постійному рівні далеко не безмежні. Граничний об’єм визначається за величиною буферної ємності. *Буферна ємність* – кількість моль еквівалента сильної кислоти або основи, яку необхідно ввести до 1 л буферного розчину, щоб зміни pH розчину на одиницю. Тобто це величина характеризує здатність буферного розчину протидіяти зсуву реакції середовища при додаванні сильних кислот або сильних основ.

$$\pi = \frac{C_{\text{кислоти}}}{\Delta pH} = \frac{C_{\text{лугу}}}{\Delta pH}$$

Буферна ємність визначається такими чинниками: 1. Чим більше кількості компонентів кислотно-основної пари в розчині, тим вища буферна ємність цього розчину (наслідок закону еквівалентів). 2. Буферна ємність залежить від співвідношення концентрацій компонентів буферного розчину, і від pH буферного розчину.

Буферні розчини використовують в хімічних лабораторіях для перевірки pH–метрів, для стабілізації біологічних, хімічних систем з метою уникнення побічних процесів у середовищі.

Таблиця 11.1.

pH буферних розчинів, які використовують при калібруванні pH-метра

Компоненти (концентрації реактивів 0,1 М)	$pH_{б.р}$ **(за 15-25°С)**
Оцтова кислота + ацетат натрію,$CH_3COOH + CH_3COONa$	4,7
Лимоннокислий натрій, (двозаміщений), $C_6H_6O_7Na_2$	5,0
Борна кислота + бура, $H_3BO_3 + Na_2B_4O_7 \times 10H_2O$	8,5
Борна кислота + їдкий натр, $H_3BO_3 + NaOH$.	9,2
Фосфат натрію (двозаміщений) + їдкий натрій, $Na_2HPO_4 + NaOH$	11,5

Дослід 11.1. Приготування оцтового буферного розчину заданої величини pH

Методика визначення:

1. Для приготування 100 мл оцтового буферного розчину з $pH_{б.р} = 4{,}76$ (або будь-який інший показник в межах pH 3,8-5,8) потрібно використати 0,1 М розчин оцтової кислоти, 0,1М розчин натрій ацетату і розрахувати їх об'єми, використовуючи формулу:

$$[H^+]_{б.р.} = K_{кислоти} \cdot \frac{V_{кислоти}}{V_{солі}}$$

Для введення однієї змінної об'єм солі предаставимо як різницю загального об'єму буферу і об'єму кислоти ($V_{солі} = 100 - V_{кислоти}$). Розрахункова формула набуде такого вигляду:

$$[H^+]_{б.р.} = K_{кислоти} \cdot \frac{V_{кислоти}}{100 - V_{кислоти}}$$

Перед її використанням визначимо концентрацію іонів гідрогену в розчині за заданим значенням $pH_{б.р.}$, використовуючи формулу:

$$[H^+] = 10^{-pHб.р..}$$

Одержаний показник ($[H^+]_{б.р}$) вносимо до вище написаної формули, розраховуємо $V_{кислоти}$, а потім $V_{солі}$. Константа дисоціації оцтової кислоти рівна $K_{CH3COOH} = 0{,}158 \cdot 10^{-4}$ або $K_{CH3COOH} = 1{,}58 \cdot 10^{-5}$.

2. У хімічний стакан місткістю 100 мл відбирають циліндром розраховані об'єми оцтової кислоти ($V_{кислоти}$) і ацетату натрію ($V_{солі}$). Розчин перемішують скляною паличкою і вимірюють істинне значення pH_1 на pH-метрі.

Розчин не виливають, ділять на рівні частини по 25 мл і переносять перші дві порції у чисті хімічні стакани місткістю 50 мл, третю – у конічну колбу.

Дослід 11.2. Дослідження властивостей оцтового буферного розчину

Методика визначення впливу кислоти на pH буферного розчину:

У хімічний стакан, де міститься 25 мл приготовленого оцтового буферного розчину, вносять 1мл 0,1М хлоридної кислоти. Розчин перемішують і вимірюють його pH_2 на pH-метрі.

Методика визначення впливу розведення на pH буферного розчину:

У хімічний стакан, де міститься 25 мл приготовленого оцтового буферного розчину, вносять 1мл дистильованої води. Розчин перемішують і вимірюють його pH_3 на pH-метрі.

Оцінку стійкості буферного розчину до зовнішніх чинників визначають за стандартною невизначеністю, використовуючи наступну формулу:

$$U = \sqrt{\frac{(pH_2 - pH_1)^2 + (pH_3 - pH_1)^2}{2}}$$

Дослід 11.3. Титриметричне визначення буферної ємності оцтового буферного розчину за кислотою або основою.

Методика визначення:

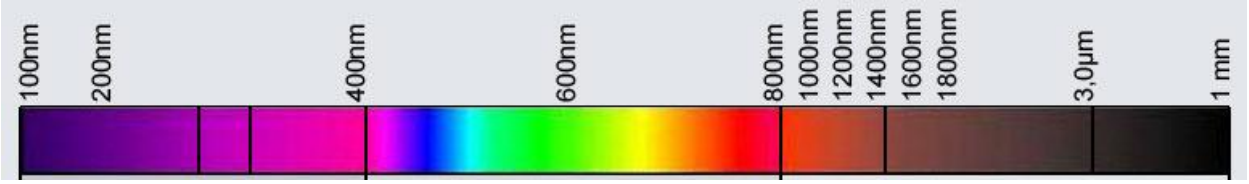
У колбу, що містить 25 мл оцтового буферного розчину, вносять 1-2 краплі метилового оранжевого, якщо $pH_{б.р.} < 4{,}5$ або метиловий червоний, якщо $pH_{б.р} > 4{,}5$. Бюретку заповнюють 0,1 н розчином хлоридної кислоти або 0,1 н розчином натрій гідроксиду. Титрування буферу розпочинають з нульової поділки і титрують до зміни забарвлення. Визначають об'єм титранту, використаний на досягнення точки еквівалентності. Титрований розчин переносять у хімічний стакан, вимірюють pH_4 на pH-метрі. Буферну ємність розраховують за формулою:

$$\pi = \frac{C_{HCl} \cdot V_{HCl}}{pH_4 - pH_1} \quad \text{або} \quad \pi = \frac{C_{NaOH} - V_{NaOH}}{pH_4 - pH_1}$$

Лабораторна робота №12

СПЕКТРОФОТОМЕТРІЯ ЗАБАРВЛЕНИХ СПОЛУК І КОНЦЕНТРАЦІЙНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЇХ КОМПОНЕНТІВ

Спектрофотометрія грунтується на вимірюванні поглинання світлового потоку атомами або молекулами аналізованої речовини. При цьому використовується частина електромагнітного спектра - від 10 до 1200 нм. Спектри, розташовані в ближній ультрафіолетовій (200 – 400 нм), видимій (400 - 780 нм) і ближній інфрачервоній (780 - 1200 нм) області довжин хвиль, називаються *оптичними*.



УФ: Ультра-фіолетове світло			Видиме світло	ІЧ: Інфрачервоне світло		
УФ-С 100-208 нм	**УФ-В280-315 нм**	**УФ-А 315-400 нм**	**Фіолетове Синє Голубе Земеле Жовто-зелене Жовте Оранжеве Червоне**	**ІЧ –А 800-1400 нм**	**ІЧ-В 1400-3,0µм**	**ІЧ-С 3,0 µм- 10,0 µм**

Рис. 12.1. Схема електромагнітного спектра.

Спектри оптичного діапазону є результатом зміни енергії зовнішніх електронів у атомах і молекулах. Процес поглинання атомами або молекулами світла є двоступеневий. Спершу електрони переходять на вищій енергетичний рівень, а атоми і молекули знаходяться в електронно-збудженому стані, а потім дезактивуються, виділяючи надлишок поглиненої теплоти. Цей процес можна зобразити двома рівняннями:

$$M + h\nu \rightarrow M^*$$

$$M^* \rightarrow M + \text{теплота}$$

В основі кількісного аналізу спектрофотометрії лежить об'єднаний закон Бугера-Ламберта-Бера, який пов'язує зменшення інтенсивності світла (I_o/I), при проходженні його через середовище, що поглинає, з його концентрацією і толщиною поглинаючого шару.

Рис. 12.2. Проходження світла через аналізований розчин

Послаблення світлового потоку залежить від природи сполуки, що поглинає, та товщиною поглинаючого шару. Величину $lg\, I_o/I$ називають інтенсивністю світопоглинання, поглинальною здатністю, екстинцією, оптичною густиною і позначають величиною А, тобто $A = lg\, I_o/I$

Залежність інтенсивності світопоглинання А від товщини кювети, де поміщають розчин – l (см), концентрації речовини – С(моль/л), молярного коефіцієнту світопоглинання - ε_λ (л/моль·см), називають законом Бугера-Ламберта-Бера:

$$A = \varepsilon_\lambda \cdot C \cdot l$$

Фізичний зміст ε_λ стає зрозумілим, якщо взяти l = 1 см і С = 1 моль/л, тоді А = ε. Тобто, молярний коефіцієнт поглинання дорівнює поглинанню одномолярного розчину при товщині поглинаючого шару 1 см.

Функцію розподілу оптичної щільності по довжинах хвиль називають спектром поглинання. Спектр поглинання дає інформацію про якісний і кількісний склад системи: максимум поглинання за певної довжини хвилі відображає якісний склад, а інтенсивність аналітичного сигналу А пропорційна кількості визначається речовини.

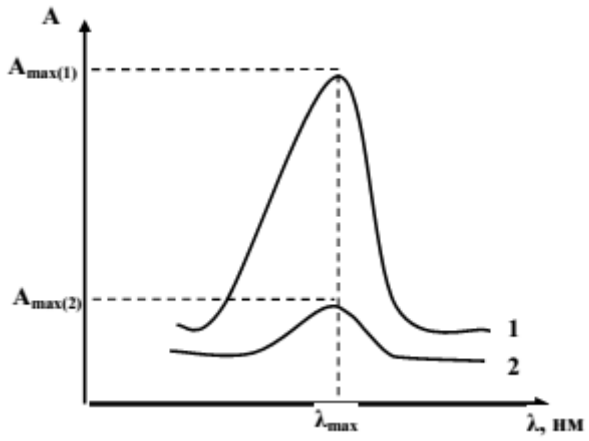


Рис. 12.3. Спектр поглинання речовин (1, 2)

Будь-яке фотометричне визначення складається з наступних етапів:

- отримання речовини у забарвленій формі хімічною реакцією
- вимірювання інтенсивності світопоглинання отриманого забарвленого розчину відносно холостої проби за певних довжин хвиль;
- побудова спектральної кривої за отриманими даними в координатах A = f (λ) - і вибір робочої (оптимальної) довжини хвилі, що відповідає максимуму смуги поглинання (λmax);
- побудова градуювального графіка зі стандартних розчинів в координатах A = f (Cм);
- визначення концентрації речовини за градуювальним графіком;
- оцінка похибки аналізу.

Дослід 12.1. Спектр забарвлених витяжок з фруктів та овочів

Методика визначення:

Фрукти і овочі нарізають дрібно кубиками або труть на грубій терці, переносять на марлю складену в декілька шарів, зв'язують і вичавлюють сік. Сік фільтрують через складчастий фільтр, підкислюють 2 мл 0,1 н розчином хлоридної кислоти і вимірюють його об'єм циліндром. Розчин соку переносять в кювету і фотометрують на спектрофотометрі у видимій ділянці спектра через кожні 50нм. За даними інтенсивності світопоглинання і

довжини хвилі будують спектр і визначають висоту, напівширину поглинання, кількість максимумів світопоглинання. Кількість максимумів вказує на кількість хромофорних груп у досліджуваному розчині. Оцініть колір розчину та довжтину хвилі, за якої відбувається максимальне поглинання розчину.

Дослід 12.2. Спектрофотометрія барвників та перевірка закону світопоглинання

Барвники забарвлені розчини, їхні спектри є смугами певної ширини. Вимірювання світопоглиння розведених розчинів різної концентрації барвників за певної довжини має лінійний характер, що відповідає закону світопоглинання, а високі концентрації речовин призводять до взаємодії між частинками, полімеризації, таутомерних перетворень речовин і відхилення від закону світопоглинання. Перевірку закону світопоглинання проводять визначаючи межі концентрацій барвника, за яких зберігається лінійна залежність інтенсивності світопоглинання від його концентрації.

Методика визначення:

У 5 пробірок вносять різний об’єм 0,01% розчину барвника – бромтимолового синього за допомогою піпіетки: 0,2 мл, 0,5 мл; 1 мл; 2,0 мл; 5,0 мл. До кожної пробірки додають 1 краплю натрій гідроксиду або хлоридної кислоти, розводять дистильованую водою до 10 мл. Розчин перемішують скляною паличкою, споліскуючи її в дистильованій воді. Концентрація барвника в кожній пробірці рівна: 0,2 мг/мл; 0,5мг/мл; 1,0мг/мл; 2,0 мг/мл; 5,0 мг/мл. На фотокалориметрі виставляють необхідний світлофільтр, використовуючи відоме правило, що колір фільтра повинен доповнювати колір розчину. Підготовлені розчини почерзі переносять у кювету з товщиною стінки 1 см або 2 см і фотометрують. Інтесивність світопоглинання (А) записують до таблиці 11.1. Будують графіки залежності А від С в мг/мл для барвників у кислому і лужному середовищах, визначають

концентраційні межі, за яких діє закон світопоглинання, тангенс кута нахилу кривої за формулою:

$$\frac{A}{C} = tg\alpha = \varepsilon_\lambda \cdot l$$

За $tg\alpha$ визначити молярний коефіцієнт світопоглинання для барвників і порівнюють чутливість фотометричних барвників.

Таблиця 12.1

Спектрофотометрія барвників

№	1	2	3	4	5	$\frac{A}{C} = tg\alpha$	ε_λ
V, мл	0,2	0,5	1,0	2,0	5,0		
$C_{(pH<7)}$, мг/мл	0,2	0,5	1,0	2,0	5,0		
$A_{(pH<7)}$							
№	6	7	8	9	10	$\frac{A}{C} = tg\alpha$	ε_λ
$C_{(pH>7)}$, мг/мл	0,2	0,5	1,0	2,0	5,0		
$A_{(pH>7)}$							

Дослід 12.3. Спектрофотометричне визначення фосфатів у природних об’єктах

Активність фосфору в природних об’єктах визначається наявністю багатовалентних металів, кислотність середовища. Чим нижче pH, тим вища концентрація багатовалентних металів (Al, Fe, Mn), тим вища ступінь утримування фосфору. Процес підкислення производить до утворення нерозчинних форм P: варісциту, стренгіту. Силікати, арсеніти, селеніти і фториди можуть заміщувати фосфорні форми. У лужному середдовищі фосфати реагують з кальцієм з утворенням фосфатів кальцію. Серед розчинних форм фосфатів відносять кислі фосфорні солі. Саме їх поглинає рослинність.

Фотометричне визначення фосфору грунтується на оцінці кількості ортофосфатів. В основі цих методів лежить утворення гетерополікислот. Це комплексні сполуки, що містяться у внутрішній сфері в якості лігандів аніони неорганічних ізополікислот, наприклад молібденових (H2Mo3O10). Взаємодія фосфат іонів з молібдатом призводить до зміщення атомів оксигену в складі аніона ортофосфатної кислоти на аніони молібдату.

$$H_3PO_4+12(NH_4)_2MoO_4+12\ H_2SO_4 \rightarrow H_3PMo_{12}O_{40}+ 12\ (NH_4)_2SO_4 +12H_2O$$

Атомами-комплексоутворювачами є фосфор, який називають гетероатомом. Такі гетероатоми стійкі в кислому і нейтральному середовищі і розкладається в лужному як у випадку кремнієво-молибденової кислоти. Гетерополіфосфорна кислота розкладається, навпаки, в сильнокислому середовищі в присутності органічних кислот. види властивості гетероатомів дозволяють розділити силіцій і фосфор. Існує два варіанта визначення фосфору. Один з них грунтується на утворенні жовтих гетерополікислот, інший - синього комплексу, який утворюється внаслідок відновлення жовтих гетерополікислот. Жовтий фосфорномолібденовий комплекс відповідає формулі $H_3PMo_{12}O_{40}$. Його максимум світлопоглинання знаходиться в ультрафіолетовій області спектра за 315 нм. Оскільки в цій же ж області поглинає молібдат, то знижується чутливість методу, тому частіше в аналізі використовують синій комплекс. Спектри поглинання синіх фосфорномолібденових гетерополікомплексів істотно відрізняється один від одного залежно від природи відновника. Більш широкого застосування одержали відновники – хлорид станнуму, аскорбінова кислота, гідроксиламін. Інтенсивність синього забарвлення залежить від багатьох факторів, а саме кислотності, наявності заважаючи елементів, окисно-відновних умов системи, концентрація кислоти. Тому при визначенні готують холосту пробу з реактивів, які не місятять фосфор.

Методика визначення:

При визначенні фосфатів у воді її не консервують, перевіряють її кислотність за допомогою універсального індикатора. Якщо вода має кисле

середовище, її нейтралізують аміаком, який вводять по краплях до появи каламутності внаслідок утворення гідроксидів. Потім в колбу додають декілька крапель 2 н розчину сульфатної кислоти до повного розчинення гідроксидів у присутності індикатора фенолфталеїну поки розчин не стане безбарвним.

У мірну колбу ємністю 50 мл поміщають 30 мл води, наливають 10 мл молібдату амонію та 5 мл відновника гідроксиламіну. Розчин доводять дистильованою водою до риски, закривають корком і перемішують. Через 10 хвилин вимірюють інтенсивність світлопоглинання за різної довжини хвилі 590 нм.

Для визначення концентрації фосфату готують розчин порівняння. У колбу вносять стандартний розчин фосфату певного об'єму і реактиви - молібдат амонію та відновник в таких же кількостях як в досліджуваний розчин. Розчин доводять дистильованою водою до риски, закривають корком та перемішують. Через 10 хвилин вимірюють інтенсивність світлопоглинання за 590 нм. Концентрацію фосфатів ($\mathrm{T(PO_4^{3-})}$, мг/л) і фосфору ($\mathrm{C(P)}$, %) розраховують за формулами:

$$\mathrm{T(PO_4^{3-})} = \frac{\mathrm{A} \times \mathrm{C_{хол}}}{\mathrm{A_{хол}}} \times \frac{V_{\text{колби}}}{V_{\text{води}}}$$

$$\omega(\mathrm{P}) = \mathrm{T(PO_4^{3-})} \times \frac{\mathrm{M_P}}{\mathrm{M_{PO_4^{3-}}}} \times 100$$

Лабораторна робота №13

ХРОМАТОГРАФІЧНИЙ МЕТОД РОЗДІЛЕННЯ ХЛОРОФІЛУ, ЧОРНИЛ, КАТІОНІВ ІІІ ГРУПИ

Хроматографічний метод був запропонований ботаніком М. С. Цветом. У 1903 р вчений вперше проаналізував рослинний пігмент і показав, що хлорофіл - це не індивідуальна сполука, а суміш двох речовин, які, розділяючись на колонці, яка заповнена крейдою, дали оливково-зелене і темно-зелене кільця. М.С. Цвет назвав отриману різнокольорову картину хроматограмою, а сам метод – хроматографією.

Рис.13.1. Хроматограма хлорофілу в колонці.

Хроматограми дозволили зрозуміти з яких складових частин складається білок різних живих організмів, отримати багато трансуранових елементів періодичної системи Менделєєва, розділяти і очищати антибіотики, вітаміни, алкалоїди та гормони. Також розшифрувавши склад тютюнового диму, і визначити сотні різних сполук в тютюні, в тому числі канцерогенних, що викликають ракові захворювання. За допомогою хроматографії легко встановлюється факт застосування спортсменами

збуджуючих засобів - допінгів: достатньо взяти на аналіз крапельку крові, щоб визначити їх присутність.

Хроматографія (від грец. Chroma, chromatos - колір, фарба) -фізико-хімічний метод розділення сумішей на компоненти в результаті розподілу їх між двома фазами – нерухомою (сорбент) і рухомою (елюент).

Нерухома фаза – це тверда пориста речовина з великою поверхнею контакту або плівка рідини, нанесена на тверду речовину.

Рухома фаза – це рідина або газ, що фільтрується через нерухому фазу.

Поглинання розчиненої речовини, парів або газів поверхнею твердих тіл або рідиною називають *сорбцією*, а речовини-поглиначі - *сорбентом*. На цьому явищі засновані всі хроматографічні методи розділення сумішів, методи очищення речовини і аналіз.

Слід підкреслити переваги хроматографічних методів:

1. Це ефективний метод розділення сполук, високочутливий, простий у використанні.

2. Хроматографія – гібридний метод, що поєднує одночасно розділення і визначення декількох компонентів.

3. Хроматографія дозволяє вирішувати аналітичні завдання (розділення, ідентифікація, визначення); препаративні (очищення, виділення, концентрування).

У методі *паперової хроматографії* розділення сумішей відбувається на спеціальному хроматографічному папері, виготовленому з особливо чистої целюлози, яка виконує роль нерухомої твердої фази. Рухомою фазою, в цьому випадку, як правило служить система з декількох органічних розчинників. Кількісне визначення виконується за хроматографічними характеристиками (площа плями на хроматограмі або інтенсивність його забарвлення) або за методом елюювання (вимивання). При цьому хроматограму розрізають на окремі частини за числом плям, кожну пляму обробляють відповідним екстрагентом і визначають кількість екстрагованої речовини будь-яким іншим методом.

В *осадової паперової хроматографії* розділення здійснюється на хроматографічному папері, попередньо оброблений розчином реагенту-осаджувачем, що утворює з компонентами аналізованої суміші малорозчинні сполуки. Підготовлений у такий спосіб папір називається *імпрегнованим* і має певний титр (кількість ммоль-еквівалентів реагенту, що припадає на одиницю довжини або одиницю площі паперу) і виражений в моль/см або моль/см^2.

Для проведення кількісного аналізу аналіт і стандартний розчин наносять на папір каліброваним капіляром для одержання первинної хроматограми і занурюють її кінець в хроматографічну камеру з розчинником (водою) нижче стартової лінії. Розчинник піднімається вгору вздовж паперу, що сприяє хімічним реакціям між іонами і реагентом, і формуванню хроматографічних зон у вигляді правильних піків (рис. 13.2 б). Послідовність розташування хроматографічних зон визначається величинами добутку розчинності осадів. У першу чергу формується зона іона, що дає з імпрегнатом менш розчинну сполуку. Висота утворюваної зони знаходиться в лінійній залежності від концентрації визначуваних іонів $h = f(C)$.

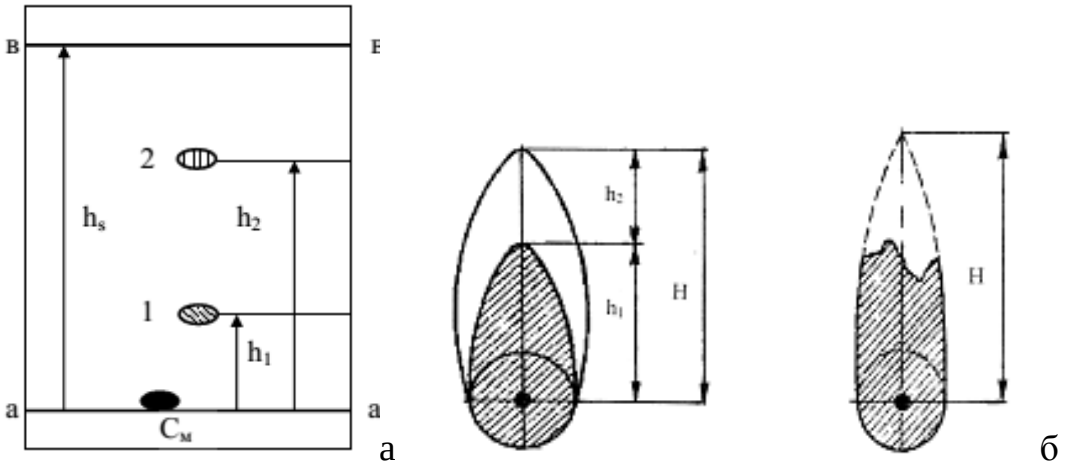


Рис.13.2. Хроматограми : а – паперової хроматографії;
б – осадової паперової хроматографії.

Для ідентифікації речовин в якості характеристики використовують фактор рухливості (Rf), який дорівнює відношенню відстані, пройдена речовиною hi, до відстані, пройденого розчинником - hs.

$$Rf = hi / hs,$$

де f - відносна швидкість пересування хроматографічної зони (плями).

Фактор рухливості може змінюватися від 0,0 до 1,0. Краща вибірковість розділення відповідає значенням від 0,1 до 0,7.

Дослід 13.1. Визначення чорнил паперовою хроматографією.

Розділення чорнил паперовою хроматографією грунтується на різній рухливості сполук в середовищі, тобто швидкості переміщення їх на пепері.

Методика визначення:

Для одержання хроматограм чорнил використовують два вида чорнил – фіолетове і червоне, які змішують у різній пропорції в пробірці, наносять на фільтрувальний папір. Фільтрувальниий папір розміром 7×7 см поміщаємо на столі. Піпеткою відбирають змішане чорнило і почервгово вносимо в центр паперу 5-10 крапель чорнила після поглинання кожної краплі елюенту. Через 10-15 хв описуємо хроматограму чорнил, визнача

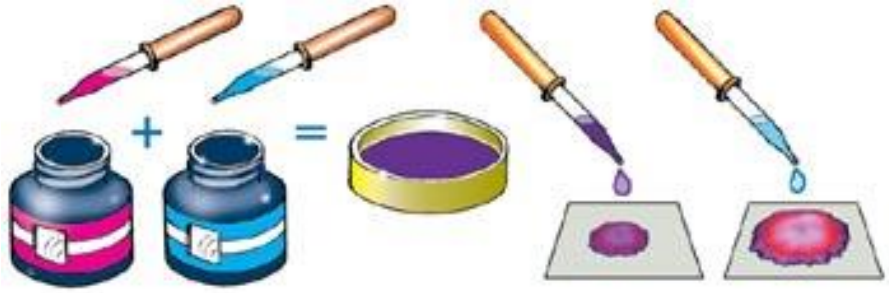


Рис. 13.3. Схема розділення чорнил на папері.

Дослід 10.2. Розділення хлорофілу хроматографічним методом (за М. С. Цветом)

Хлорофіл – зелений пігмент рослин, за участю якого відбувається фотосинтез. У природі найчастіше зустрічається хлорофіл a, b, c ,d, бактеріофіл і бактеріовідин, які дещо відрізняються між собою будовою ($C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$, хлорофіл a).

М.С. Цвет вперше розділив хлорофіл на складові компоненти, осадженням молекул хлорофілу на поверхні частинок крейди, поміщену в

хроматографічну колонку. Зелений розчин витяжки з листя знебарвлюється при зіткненні з порошком крейди, яка стає зеленою.

Молекули з різним складом або будовою осаджуються на твердій поверхні по-різному. Одні – прикріплюються міцніше, інші - дещо слабше. Одні - довше знаходяться у зв'язаному стані та менше в розчині; інші - трохи довше затримуються в розчині та швидше захоплюються потоком розчинника. Тому забарвлена суміш різних речовин поступово розділяється на складові частини. І кожна така частина зосереджується в своєму шарі. Рухаючись з різною швидкістю уздовж трубки, ці шари відокремлюються один від одного і утворюють хроматограму. Кожне окреме кольорове кільце відповідає певній хімічній сполуці (рис. 13.1).

Хроматограма хлорофілових пігментів за М.С. Цветом має 7 шарів:

I - безбарвний;

II - ксантофіл β (жовтий);

III - хлорофілін β (жовто-зелений);

IV - хлорофілін (зелено-синій);

V - ксантофіл (жовтий);

VI - ксантофіл α '(жовтий);

VII - ксантофіл α (жовтий);

VIII - хлорофілін (сіро-сталевий).

Для ідентифікації хлорофілових пігментів крейду, на поверхні яких знаходяться пігменти, промивають розчинником (бензеном в дослідах Цвета М.С.), збирають розчин від кожного кольорового шару окремо, у міру того як вони виходять з колони з потоком розчинника. Захоплені поверхнею крейди (що є *сорбентом*) молекули хлорофілу можуть переходити назад в розчин – *елюент,* і знову поглинатися і знову розчинятися, незліченну кількість разів змінюючи свій стан. Цю властивість називають *хроматографічним ефектом*, який полягає у багатостадійному осадженні сорбентом аналіту і його розчинення елюентом.

Стовпчик сорбенту з трубки можна розрізати на шари і отримати їх окремо в чистому вигляді. Безбарвні речовини виявляють, висвітлюючи їх ультрафіолетом, під дією якого сполуки флюоресциюють або обробляють реактивом, який їх забарвлює.

Методика розділення хлорофілу на фільтрувальному папері:

Приготувати спиртову витяжку зі свіжого листя рослин. Маса рослинного матеріалу повинна становити 2-3 г, об'єм ацетонової витяжки пігментів - 25 мл (100% ацетон).

З хроматографічного паперу вирізати смужку шириною 1,5-2,0 см і довжиною 20 см. Тримаючи паперову смужку вертикально, кінчик її опустити на кілька секунд у витяжку пігментів, налиту в бюкс або фарфорову чашку. При короткочасному зануренні витяжка піднімається по папері на 1,0-1,5 см (стартова лінія). Потім папір висушують в струмені повітря і знову занурюють в розчин пігментів. Цю операцію проводять 5-7 разів. Після цього нижній кінець паперової смужки на кілька секунд опустити в чистий ацетон, щоб всs пігменти піднялися на 1,0-1,5 см. Таким чином, на хроматографічному папері отримують забарвлену зону у вигляді зеленої смужки, де сконцентрована суміш пігментів, яка повинна бути розділена.

Добре висушивши смужку паперу в струмені повітря (до зникнення запаху ацетону), поміщають її в строго вертикальному положенні в циліндр, на дно якого налитий органічний розчинник (гексан, бензен) з точкою кипіння 80-1200 ° С, так щоб розчинник не торкався зони пігментів. Циліндр герметично закривають добре підібраним корком.

Через 15 хв розчинник піднімається на 10-12 см. Суміш пігментів при цьому розділяється на окремі компоненти у вигляді смуг, які розташовуються в наступному порядку: перший знизу хлорофіл «b», над ним хлорофіл «а», потім ксантофіл. Каротин пересувається разом з фронтом розчинника швидше інших компонентів, і зона його на папері розташовується вище всіх інших пігментів (рис. 13.3).

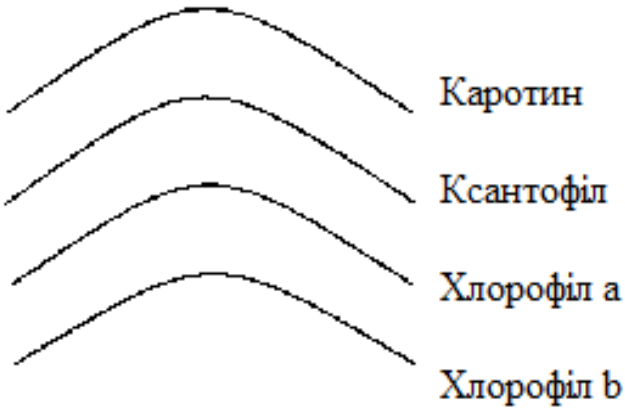


Рис. 13.4. Схема розділення хлорофілу на хроматографічному папері

***Матеріали та обладнання**: 1) листя рослин; 2) ацетон; 3) бензин; 4) вазелін; 5) стаканчика чи порцелянові чашки; 6) порцелянові ступки з маточки; 7) лійки; 8) скляні палички; 9) фільтри паперові; 10) смужки хроматографічного паперу; 11) високі склянки або циліндри; 12) ножиці; 13) пробірки*

Методика розділення хлорофілу на адсорбційній хроматографічній колонці

Підготувати витяжку. Розтерти в ступці 10 г листя (листя кропиви), додавши до них трохи піску. Для нейтралізації кислоти, яка присутня в рослині, можна додати на кінчику шпателя карбонат кальцію. До суміші додати 50 мл пропанона (ацетону), розчин збовтати, поставити в темне місце не менше години.

Підготувати колонку з адсорбентом. Візьмемо скляну трубку завдовжки 18-20 см з внутрішнім діаметром 8-15 мм, зміцнимо її вертикально і закрити знизу корком з отвором. Зверху на корок покласти шматочок марлі і шар вати, щоб порошкоподібний адсорбент, який треба дуже щільно утрамбувати скляною паличкою, не висипався з колонки. Потім розчин необхідно відфільтрувати через складчастий фільтр.

Насипати в колонку спочатку свіжопрокаленого оксид алюмінію, так щоб вона зайняла 2-3 см по висоті. Над цим шаром розташувати шар подріб-

неного до тонкого порошку карбонату кальцію висотою 4 см. Ще вище помістити шар дуже тонко розмеленої висушеної цукрової пудри висотою 6 см.

Можна приготувати колонку і простіше, склавши адсорбент всього з двох шарів. У цьому випадку нижній шар висотою 3 см повинен складатися з свіжопрокаленого оксиду алюмінію, а над ним, відділений від нього тонким прошарком вати, повинен розташовуватися шар непрожареного оксиду алюмінію висотою 10 см.

Отримання хроматограми. До колонки ввести 3-5 мл розчинника (ацетону), потім взяти фільтрат піпеткою з дозатором і ввести до колонки. Після 10-15 хв утворюється кілька різнокольорових зон. Для їх розширення до колонки вводимо ще 10-15 мл ацетону (або суміші бензину з бензеном у співвідношенні 4: 1). Цей процес називається проявом хроматограми. В хроматограмі виділити зони різного кольору. Верхня, жовто-зелена зона містить хлорофіл-b, синьо-зелена зона нижче - хлорофіл-а. В шарі оксиду алюмінію адсорбуються жовтий ксантофіл і під ним - помаранчевий каротин.

Рис. 13.5. Схема розділення хлорофілу методом колонкової адсорбційної хроматографії.

Дослід 13.3. Розділення катіонів V групи паперовою хроматографією

Розділення суміші катіонів III аналітичної групи (Hg_2^{2+}, Ag^+, Pb^{2+}), їх ідентифікація проводиться на фільтрувальному папері, просочений розчином йодиду калію, при взаємодії з яким катіони утворюють забарвлені осади (осадова хроматографія). Папір готується безпосередньо перед аналізом.

Реактиви та обладнання: нітрат срібла, $C(AgNO_3)$ = 0,25 моль / л; нітрат ртуті (I), $C(Hg_2(NO_3)_2)$ = 0,25 моль/л; нітрат свинцю (II), $C(1/2\ Pb(NO_3)_2)$ = 0,25 моль л; йодид калію, 5% -ний водний розчин; гідроксид натрію, C(NaOH) = 0,05 моль/л; фільтрувальний папір (синя стрічка); розділова камера або циліндр з протертим корком.

Методика визначення:

Приготування хроматографічного паперу. Фільтрувальну папір (синя стрічка) просочують 5% - ним розчином йодиду калію, занурюючи її на 3-5 хв в даний розчин. Висушують папір на повітрі. Сухий папір розрізають на квадрати розміром 4×4 см.

Отримання хроматограми. У центр паперового квадрата наносять капіляром досліджуваний розчин. Після вбирання першої краплі наносять другу. Отриману хроматограму промивають 2-3 краплями дистильованої води, вносячи кожну наступну краплю після вбирання попередньої. Промивання повторюють доки розмір зони не збільшиться в два-три рази. При промиванні хроматограми чергування зон не порушується, збільшується лише ширина кожної зони і межі їх стають виразнішими. Хроматограму підсушують і виявляють, проводячи пензликом, змоченою 0,05 н. розчином NaOH від центру до периферії.

Первинна хроматограмма катіонів III аналітичної групи має такий вигляд: в центрі - темно-зелена пляма - зона Hg_2J_2, оточене помаранчевим кольором за наявності HgJ_2, за нею йде світло-жовта зона - AgJ і потім яскраво-жовта зона - PbJ_2, що відповідає розчинності зазначених сполук. Аналізуючи первинну хроматограму, можна тільки визначити присутність

катіонів Hg_2^{2+} і Pb^{2+}, так як світло-жовта зона AgJ маскується яскраво-жовтою - PbJ_2. Для виявлення Ag^+ первинну хроматограму проявляють 0,05 н. розчином NaOH. При цьому йодид свинцю PbJ_2 розчиняється в NaOH з утворенням безбарвного плюмбіту натрію Na_2PbO_2, на хроматограмі залишається світло-жовте кільце AgJ. При надлишку лугу воно поступово чорніє, так як утворюється оксид срібла - Ag_2O. Всі ці операції займають 10-15 хв. Тому отримання осадової хроматограми на папері можна використовувати для перевірки правильності результатів якісного аналізу катіонів III аналітичної групи. Хроматограму заносять в зошит.

Дослід 13.4. Кількісне визначення бромід-іонів, йодид-іонів методом осадової паперової хроматографії

В основі розділення йодид- і бромід-іонів методом осадової хроматографії лежать реакції утворення малорозчинних сполук галогенідів аргентуму, які відрізняються за величиною добутку розчинності (ДР). Осадження сполук починається в розчині, коли показник ДР менший за добуток концентрації іонів в розчині. Наприклад, ДР(AgI)=$8{,}3\cdot10^{-17}$, ДР(AgBr)=$5{,}3\cdot10^{-13}$. Якщо добуток концентрація іонів $[Ag^+]\cdot[I^-]$ > ДР(AgI), то в розчині солі, що містять ці іони провзаємодіють з утворенням осаду AgI↓.

$$AgNO3 + KI \leftrightarrow AgI\downarrow + KNO3$$

За співвідношення $[Ag^+]\cdot[Br^-]$ > ДР(AgBr) в розчині утворюється осад AgBr↓ в результаті такої реакції:

$$AgNO3 + KBr \leftrightarrow AgBr\downarrow + KNO3$$

При нанесенні на хроматографічний папір (імпрегнований нітратом аргентуму) розчину, що містить I^- і Br^- іони, і подальшому зануренні її в камеру з водою, відбувається переміщення галогенід-іонів в потоці рухомої фази вгору по капілярах хроматографічного паперу. В результаті поступового і послідовного, в міру просування фронту розчинника, формуються пофарбовані зони, утворені осадами AgI і AgBr. Нижню зону утворює AgI, як менш розчина сполука, верхню – AgBr (рис. 13.6).

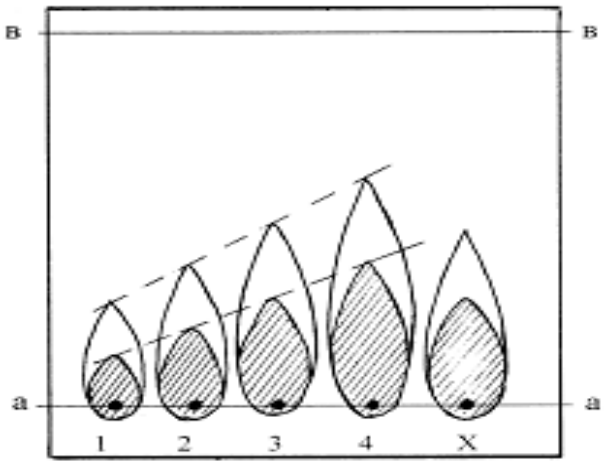


Рис. 13.6. Розділення іонів I^- і Br^- методом осадової хроматографії: 1, 2, 3, 4 – стандартні розчини; X – досліджуваний розчин; а-а - лінія старту; в-в - лінія фронту розчинника.

Прямолінійна залежність між масою хроматографованої речовини і висотою піка пофарбованої зони дає можливість проводити кількісні визначення.

Методика визначення:

Підготувати серії сумішів зі стандартних розчинів KI, KBr

У мірні колби на 50 мл, марковані 1, 2, 3, 4 відміряти з допомогою бюретки об'єми вихідного стандартного розчину KI з концентрацією йодид-іонів 10 мг/мляк вказано в таблиці (табл. 13.1). У ті ж колби за допомогою бюретки і, відповідно до таблиці 10.1, відміряти потрібні об'єми вихідного стандартного розчину KBr з концентрацією бромід-іонів 10 мг/мл. Довести рівень розчинів в колбах до риски дистильованою водою.

Таблиця 13.1

№	Побудова калібрувального графіка						Хроматографована суміш			
	C_{I^-}, мг/мл	C_{Br^-}, мг/мл	V_{I^-}, мл	V_{Br^-}, мл	h_{I^-}, мм	h_{Br^-}, мм	h_{I^-}, мм	h_{Br^-}, мм	C_{I^-}, мг/мл	C_{Br^-}, мг/мл
1	8,0	1,0	40,0	5,0						
2	6,0	2,0	30,0	10,0						
3	4,0	3,0	20,0	15,0						
4	2,0	4,0	10,0	20,0						

Внесення розчинів на хроматографічний папір

Досліджуваний і стандартні розчини наносять на стартову лінію хроматографічного паперу каліброваним скляним капіляром місткістю 1,0 - 3,0 мкл. Готовий капіляр повинен зберігатися чистим і миттєво заповнюватися рідиною. Забруднений капіляр промивають спиртом або ацетоном. Якщо при заповненні розчином в капіляр попадає бульбашка повітря, слід продути його маленької гумовою грушею. Зберігати капіляр найкраще в закритому бюксі під шаром дистильованої води. Дістають капіляр з бюкса пінцетом, поміщають на шматочок фільтрувального паперу і, не торкаючись його пальцями, переносять за допомогою пінцета в спеціальний пластмасовий затискач (рис. 13.7).

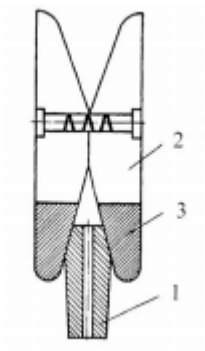


Рис. 13.7. Схема закріплення капіляра
(1 - капіляр; 2 - затискач; 3 - гумові наконечники).

Одержання первинної хроматограми

На чисте, сухе годинникове скло наливають менше 1 мл стандартних і досліджуваних розчинів. На імпрегнований папір, вміщений на суху і чисту пластинку зі звичайного скла, на відстані 2 - 2,5 см від нижнього краю паперу проводять простим олівцем лінію старту, де відзначають 6 точок з інтервалом 1 - 1,5 см один від одного. На місця, помічені точками, наносять скляним капіляром, закріпленим в пластмасовий затискач проби з чотирьох стандартних розчинів сумішей і дві проби досліджуваного розчину. Перед нанесенням проби, які належать їм і кожного стандартного розчину суміші капіляр тричі промивають цим розчином. А при нанесенні проби, капилляром злегка пристосуються до точки на стартовій лінії.

При цьому розчин з капіляра легко всмоктується в папір. В результаті протікання хімічної реакції в місці вбирання нанесеного розчину утворюється кругла зона малорозчинних опадів. В межах цієї зони

знаходяться також непрореаговані визначувані іони. Смугу хроматографічного паперу з отриманими на ній круглими зонами осадів називають первинною хроматограммою.

Одержання вторинної хроматограми

Нижній край паперу з первинної хроматограммою через проріз в кришці хроматографічної камери занурюють на 0,5 см у воду і закріплюють у вертикальному положенні так, щоб смужка паперу не доторкалось ні стінок, ні дна камери. При формуванні хроматограми вода піднімається вгору по волокнам паперу, захоплює непрореаговані іони із зони первинної хроматограми і переміщує їх до ділянок паперу, де містяться свіжі порції імпрегната. Внаслідок протікання хімічних реакцій на папері проявляються зони осадів у вигляді правильних піків. Таким чином, отримують вторинну хроматограму. На її утворення треба 20-40 хв в залежності від висоти h утворених хроматографических зон.

Готову хроматограму виймають з камери, злегка підсушують на повітрі, а потім обробляють, фіксуючи на ній олівцем вершини піків зон. За допомогою лінійки вимірюють висоти від точок нанесення розчинів до точок фіксованих вершин піків. Іноді висоту піків-зон краще вимірювати на ще вологій хроматограмі, де вони більш контрастні.

Спочатку утворюється зона менш розчинного осаду, а над нею - зона більш розчинного. Висота піку другої зони (h2) визначається за різницею між висотою сумарного піка H і висотою піка (h1).

Обладнення, реактиви і допоміжні матеріали

Камера хроматографічна, капіляр скляний місткістю 1 - 3 мкл; затискач пластмасовий; предметне скло; годинникове скло (5 шт.); мірні колби місткістю 50 мл - 5 шт; папір хроматографічний, імпрегнірований нітратом срібла; стандартний розчин KI – T_{KI} = 10 мг/мл; стандартний розчин KBr – T_{KBr} = 10 мг/мл.

Лабораторна робота № 13

ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ НІТРАТІВ У ВОДІ ТА ХАРЧОВИХ ПРОДУКТАХ

Для кількісного визначення вмісту нітрат-іонів у продуктах харчування рослинного походження був обраний метод потенціометричного титрування, оскільки він володіє рядом переваг, а саме експресністю, надійністю отриманих експериментальних даних, порівняно невеликою вартістю приладу та комплектуючих [12, 13].

В основі потенціометричного аналізу лежить рівняння В. Нернста. Електричний потенціал виникає на електродах під час проходження на них окисно - відновної (електрохімічної) реакції, яка проходить між окисником та відновником з утворенням окисно – відновної пари: Ox + п e Red. (1)

Рівняння В. Нернста виражає залежність величини електродного потенціалу від активності іонів в розчині: (2)

E 0 – стандартний електродний потенціал; R – універсальна газова постійна (R = 8,314 Дж / моль · К); F – стала Фарадея (96485 Кл/моль); T – абсолютна температура; z + - число електронів, що приймають участь в реакції; a Ox , a Red – активності окисненої та відновленої форм редокс – системи відповідно; [Ox], [Red] – їхні молярні концентрації; Ox, Red – їхні коефіцієнти активності.

Частина ІІ. ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ З ХІМІЇ

(Самостійна робота)

2.1. Урівнювання окисно-відновних реакцій

2.2. Задачі на визначення якісного складу сполук.

2.3. Задачі на розчини.

2.4. Задачі на електролітичну дисоціацію.

2.5. Задачі за величиною pH.

2.6. Задачі на термодинаміку.

2.7. Задачі на електроліз, гідроліз

І тип

Урівнювання окисно-відновних реакцій

Окисно-відновна реакція – реакція за участі окисників і відновників, які змінюють ступінь окиснення.

В окисно-відновних реакціях використовують не реальні, а умовні заряди атомів. Їх розраховують, виходячи з припущення, що всі хімічні зв'язки в молекулах мають іонний характер і електронна густина кожного зв'язку зміщена до більшелектронегативного атома. *Ступінь окиснення* – це умовний заряд елемента, що відповідає кількості хімічних зв'язків цього атома з іншими. Ступінь окиснення елементів в простих сполуках рівен «0».

Окисник – це елемент, що понижує ступінь окиснення, приймаючи електрони.

Відновник – елемент, що підвищує ступінь окиснення, віддаючи електрони.

За допомогою окисників і відновників складають напівреакції відновлення і окиснення. Наприклад, $Fe^{+2} \xrightarrow{-1e} Fe^{+3}$ - це реакція окиснення внаслідок втрати атомом електронів, зокрема ферум віддає 2електрони; $N^{+5} \xrightarrow{+3e} N^{+2}$ - реакція відновлення, під яас якої приєднуються електрони.

Оскільки в окисно-відновних реакціях число прийнятих і електронів завжди рівні числу відданих, то знаходять коефіцієнти для рівняння, щоб кількість атомів в лівій і правій частині були однаковими.

Урівнювання окисно-відновних реакцій проводять методами електронного балансу або іонно-електронним балансом. В їх основі знаходиться одержання хімічного рівняння. *Хімічне рівняння* – реакція, в якій кількість елементів у лівій та правій частині рівні.

Метод електронного балансу передбачає складання напівреакцій з елементу-окисника і елементу-відновника з певним ступенем окиснення, чмисло електронів знаходять за різницею зарядів в лівій і правій частині напівреакції.

Метод іонно-електронного балансу використовують для реакцій, що відбуваються у водному середовищі або в розплаві. Напівреакції складають з реальних частинок, що перебувають у розчині внаслідок процесів дисоціації.

Приклади урівнювання хімічних рівнянь

Задача 1. Срібло не окиснюєтся киснем, однак тьмяніє від лікувальних вод і солених вітрів, покриваючись чорним шаром. Напишіть хімічну реакцію і урівняйте її.

Розв'язування:

Чорний осад – це сульфід аргентуму, який утворюється при взаємодії аргентуму з сірководнем, що міститься у воді. Дана реакція відбувається за участі кисню і відповідає рівнянню:

$$Ag + H_2S + O_2 \rightarrow Ag_2S + H_2O$$

1. Визначимо ступінь окиснення елементів в кожній сполуці:

$$Ag^0 + H_2^{+1}S^{-2} + O_2^0 \rightarrow Ag_2^{+1}S^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Ступінь оксинення змінюють під час реакції два елементи – це Ag і O.

2. Визначимо, які властивості виявляють оксиген і аргентум (окисні чи відновні). Запишемо скорочене іонне рівняння для цих елементів:

За методом електронного балансу:

$Ag^0 \xrightarrow{-1e} Ag^{+1}$	4	4	Відновник, реакція окиснення
$O_2^0 \xrightarrow{+4e} 2O^{-2}$		1	Окисник, реакція відновлення

За методом напіврекції:

$Ag^0 \xrightarrow{-1e} Ag^{+1}$	4	4	Відновник, реакція окиснення
$O_2^0 + 3H^{+1} \xrightarrow{+4e} H_2O^0 + OH^{-1}$		1	Окисник, реакція відновлення

3. Визначимо спільний множник за скороченими іонними рівняннями окисника і відновника.

Аргентум віддає 1 ē, а кисень приймає 4ē, спільним множником є 4.

4. Зрівняємо іонні рівняння за кількістю електронів і запишемо сумарне іонне рівняння.

Використовуючи множник «4» визначимо, на яке число необіхдно помножити всі складові скороченого іонного рівняння окисника. Для цього поділимо множник «4» на кількість електронів, що прийняв кисень: 4/4=1. Аналогічну дію проведемо для відновника: 4/1=4. Отже, перше рівняння потрібно помножити на 4, друге залишиться незмінним.

$$4Ag^0 \xrightarrow{-1e} 4Ag^{+1}$$

$$O_2^0 \xrightarrow{+4e} 2O^{-2}$$

Тепер просумуємо ліву та праву частину рівнянь, щоб одержати сумарне іонне рівняння:

$$4Ag^0 + O_2 \longrightarrow 4Ag^{+1} + 2O^{-2}$$

5. Запишемо вихідне рівняння в молекулярній формі з визначеними коефіцієнтами.

Коефіцієнти, що стоять перед іонами переносимо до сполук у вихідному рівнянні. Одержане рівняння реакції називається рівняння в молекулярній формі:

$$4Ag^0 + 2H_2S + O_2 \longrightarrow 2Ag_2^{+1}S + 2H_2O^{-2}$$

Задача 2. Доберіть коефіцієнти у схемі окисно-відновного рівняння:

$$Cr_2O_3 + NaNO_3 + NaOH \Leftrightarrow Na_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$$

Розв'язування.

1. Визначимо елементи, які під час реакції змінюють ступінь окиснення:

$$Cr_2^{+3}O_3 + NaN^{+5}O_3 + NaOH \Leftrightarrow Na_2Cr^{+6}O_4 + NaN^{+3}O_2 + H_2O$$

2. Визначимо, які властивості виявляють хром та нітроген (окисні чи відновні). Запишемо скорочене іонне рівняння для хрому і нітрогену:

За методом електронного балансу

$Cr^{+3} \xrightarrow{-3e} Cr^{+6}$	6	2	Відновник, реакція окиснення
$N^{+5} \xrightarrow{+2e} N^{+3}$		3	Окисник, реакція відновлення

За методом напівреакції

$Cr^{+3} + 8OH^{-1} \xrightarrow{-3e} Cr^{+6}O_4^{-2} + 4H_2O$	6	2	Відновник, реакція окиснення
$N^{+5}O_3^{-1} + 2H^{+} \xrightarrow{+2e} N^{+3}O_2^{-1} + H_2O$		3	Окисник, реакція відновлення

3. Урівняємо та просумуємо рівняння.

Згідно першого рівняння хром віддає 3 електрони, а нітроген приймає 2електрони. Для зрівнювання цих двох іонних рівнянь знайдемо спільний множник, що дорівнюватиме 6. Потім множник ділимо на кількість електронів, що приймає або віддає елемент. В нашому випадку кожну складову у першому рівнянні потрібно помножити на 2, а в другому – на 3. Тепер просумуємо ліву та праву частину двох рівнянь, враховуючи показники 2 та 3. Одержимо рівняння в іонному вигляді:

$$2Cr^{+3} + 16OH^{-} + 3N^{+5}O_3^{-1} + 6H^{+1} \longrightarrow 2Cr^{+6}O_4^{-2} + 3N^{+5}O_2^{-1} + 11H_2O$$

4. Скоротимо складові частини у сумарному іонному рівнянні, що повторюються у лівій та правій частині.

У лівій частині 6 іонів H^+ взаємодіють з 6 іонами OH^-, утворюючи 6 молекул води, які скоротимо, оскільки в правій частині утворилось 11 молекул води.

$$2Cr^{+3} + 16OH^{-} + 3N^{+5}O_3^{-1} + 6H^{+1} \longrightarrow 2Cr^{+6}O_4^{-2} + 3N^{+5}O_2^{-1} + 11H_2O$$

$$6OH^{-} + 6H^{+1} \rightarrow 6H_2O$$

При цьому в лівій частині залишиться $10OH^-$, а в правій – $5H_2O$.

$$2Cr^{+3} + 10OH^- + 3N^{+5}O_3^{-1} \longrightarrow 2Cr^{+6}O_4^{-2} + 3N^{+5}O_2^{-1} + 5H_2O$$

5. Запишемо вихідне рівняння в молекулярній формі з визначеними коефіцієнтами.

Коефіцієнти, що стоять перед іонами, підставляємо у вихідне рівняння, і записуємо рівняння реакції в молекулярній формі:

$$Cr_2^{+3}O_3 + 3NaN^{+5}O_3 + 4NaOH \Leftrightarrow 2Na_2Cr^{+6}O_4 + 3NaN^{+3}O_2 + 2H_2O$$

Вправи до самостійної роботи

Завдання. Урівняйте реакції методом електронного балансу і одну методом напівреакції. Назвіть продукти реакції. Визначте суму коефіцієнтів.

1.1.

A $Al + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

B $Al + KOH + KNO_3 + H_2O \Leftrightarrow K_3\left[Al(OH)_6\right] + NH_3\uparrow$

C $P_2S_3 + HNO_3 \Leftrightarrow H_3PO_4 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

1.2.

A $Na + S = Na_2S$.

B $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + NaNO_3 + MnSO_4 + H_2O$.

C $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$.

1.3.

A $J_2 + HAsO_2 + H_2O \Leftrightarrow H_3AsO_4 + HJ$

B $KClO_3 \Rightarrow KCl + O_2$

C $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \Leftrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

1.4.

A $Mg + H_2SO_{4(р.)} = MgSO_4 + H_2\uparrow$

B $KClO_3 + KOH + MnO_2 = K_2\left(MnO_4\right) + KCl + H_2O$

C $V + HNO_{3\,конц} + HCl_{конц} \Leftrightarrow VCl_4 + NO\uparrow + H_2O$

1.5.

A $ZnS + O_2 = ZnO + SO_2$

B $K_2Cr_2O_7 + KBr + H_2SO_4 \Leftrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$

C $Zn + HNO_{3\,конц} \Leftrightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2\uparrow + H_2O$

1.6.

A $SiC + HNO_{3\,конц} \Leftrightarrow SiO_2 + CO_2 + NO\uparrow + H_2O$

B $NO_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 \Leftrightarrow N_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + HNO_3$

C $KMnO_4 + HCl + Hg \Leftrightarrow HgCl_2 + MnO_2 + KCl + H_2O$

1.7.

A $NaNO_2 + NaJ + H_2SO_4 \Leftrightarrow NO + J_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

B $HBrO_3 + HI \Leftrightarrow Br_2 + HIO_3 + H_2O$

C $Ge + H_2SO_{4\,конц} \Leftrightarrow Ge(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$

1.8.

A $HNO_3\,р. + Sn \Leftrightarrow Sn(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$

B $SeO_2 + HNO_3 + H_2O + K_2BrO_3 \Leftrightarrow H_2SeO_4 + Br_2 + KNO_3$

C $CO + K_2Cr_2O_7 + KOH + H_2O \Leftrightarrow Cr(OH)_3 + KHCO_3$

1.9.

A $HNO_3 + HCl \Leftrightarrow NO + Cl_2 + H_2O$

B $KMnO_4 + NH_4OH \Leftrightarrow N_2 + MnO_2 + KOH + H_2O$

C $C + HNO_{3\,конц} \Leftrightarrow CO_2 + NO_2\uparrow + H_2O$

1.10.

A $HNO_3\,розв. + H_2SO_4 + Hg \Leftrightarrow NO + Hg_2SO_4 + H_2O$

B $I_2 + NaOH \Leftrightarrow NaI + NaIO_3 + H_2O$

C $NaClO_2 + H_2SO_4 \Leftrightarrow Na_2SO_4 + HCl + HClO_3 + ClO_2 + H_2O$

1.11.

A $KMnO_4 + KOH + K_2SO_3 \Leftrightarrow K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

B $I_2 + HNO_3 \Leftrightarrow HIO_3 + NO + H_2O$

C $S_2Cl_2 + NaOH_{розв,хол} \Leftrightarrow S + Na_2SO_3 + NaCl + H_2O$

1.12.

A $NaBiO_3 + MnSO_4 + H_2SO_4 \Leftrightarrow Bi_2(SO_4)_3 + HMnO_4 + H_2O + Na_2SO_4$

B $I_2 + NaClO + NaOH \Leftrightarrow NaCl + NaIO_3 + H_2O$

C $C + H_2SO_{4\,конц} \Leftrightarrow CO_2\uparrow + SO_2\uparrow + H_2O$

1.13.

A $Bi(NO_3)_3 + Na_2O_2 + NaOH \Leftrightarrow NaBiO_3 + NaNO_2 + H_2O + O_2$

B $K_2CrO_4 + HCl_{36\%гар} \Leftrightarrow CrCl_3 + Cl_2 + H_2O + KCl$

C $ClO_2 + HI_{конц} \Leftrightarrow HCl + I_2\downarrow + H_2O$

1.14.

A $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \Leftrightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + K_2SO_4$

B $K_2MnO_4 + CO_2 \Leftrightarrow KMnO_4 + MnO_2 + K_2CO_3$

C $Mg(ClO_4)_2 \Leftrightarrow MgO + MgCl_2 + Cl_2 + O_2$

1.15.

A $Hg + HNO_3 = Hg(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O\uparrow$

B $KBr + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 конц \Leftrightarrow Br_2 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + K_2SO_4$

C $Br_2 + AgBrO_3 + H_2O \Leftrightarrow AgBr\downarrow + HBrO_3$

1.16.

A $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \Leftrightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$

B $Zn + HNO_{3\,розв} \Leftrightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + H_2O$

C $W + NaNO_3 + NaOH \Leftrightarrow Na_2WO_4 + NaNO_2 + H_2O$

1.17.

A $H_2SO_4 + KI \Leftrightarrow H_2S + I_2 + H_2O + K_2SO_4$

B $Tc + HNO_{3\,конц} \Leftrightarrow HTcO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$

C $Cr_2O_3 + NaNO_3 + Na_2CO_3 \Leftrightarrow Na_2CrO_4 + NaNO_2 + CO_2$

1.18.

A $KBrO_3 + KBr + H_2SO_4 \Leftrightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$

B $As + HNO_{3\,конц} \Leftrightarrow H_3AsO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$

C $NH_4NO_3 \Leftrightarrow N_2O + H_2O$

1.19.

A $Cl_2 + KOH \Leftrightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$

B $Ca + HNO_3 \Leftrightarrow Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

C $C + CrO_3 + H_2SO_4 \Leftrightarrow CO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$

1.20.

A $HNO_2 \Leftrightarrow NO + HNO_3 + H_2O$

B $Cl_2 + S + H_2O \Leftrightarrow H_2SO_4 + HCl$

C $KMnO_4 + PH_3 + H_2SO_4 \Leftrightarrow H_3PO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

1.21.

A $Cl_2 + KOH \Leftrightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$

B $H_2S + HNO_{3\,конц} \Leftrightarrow H_2SO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$

C $NO_2 + O_2 + H_2O \Leftrightarrow HNO_3$

1.22.

A $Cl_2 + NH_3 \longrightarrow S + N_2 + H_2O$

B $FeO + HNO_3 \longrightarrow Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + H_2O$

C $CrCl_2 + NO + HCl \Leftrightarrow CrCl_3 + N_2 + H_2O$

1.23.

A $KClO_3 + P \Leftrightarrow KCl + P_2O_5$

B $Br_2 + Ca_3P_2 + H_2O \Leftrightarrow HBr + Ca_3(PO_4)_2$

C $CrCl_3 + KOH + Br_2 \Leftrightarrow K_2CrO_4 + KCl + KBr + H_2O$

II тип задач

Задачі на визначення якісного складу сполук

Хімія – наука кількісна, стехіометрична. Атоми елементів мають унікальну здатність утворювати сполуки з іншими елементами у певних співвідношеннях. Тому визначення пропорції (кількості) елементів у сполуці дозволяють встановити її склад, властивості.

Склад сполуки визначають двома шляхами. Частку елементів знаходять порівнянням молекулярних мас елементів і сполуки або гравіметрично, якщо відома маса сполуки. Для визначення кількісного співвідношення елементів використовують відношення масової частки (або маси) кожного елементу до його молекулярної маси. Практично здійснити це можна за допомогою таких формул:

1. *Масова частка елементу* ($\omega_{\text{Елемента}}$) в сполуці або її окремих складових частин

$$\omega_{\text{Елемента}} = \frac{A_{\text{Елемента}} \cdot n_{\text{Елемента}}}{M_{\text{сполуки}}} \times 100\% \ (\%)$$

Де атомна маса елементу ($A_{\text{Елемента}}$), кількість елементу згідно формули ($n_{\text{Елемента}}$) і молекулярна маса сполуки ($M_{\text{сполуки}}$).

2. *Фактор гравіметрії* ($F_{\text{Елемента}}$) – це безрозмірна величина, що чисельно рівна масовій частці. Її використовують як множник для визначення маси елемента ($m_{\text{Елемента}}$) за масою сполуки ($m_{\text{сполуки}}$).

$$F_{\text{Елемента}} = \frac{A_{\text{Елемента}} \cdot n_{\text{Елемента}}}{M_{\text{сполуки}}}$$

$$m_{\text{Елемента}} = F_{\text{Елемента}} \cdot m_{\text{сполуки}} \ (\text{г})$$

3. Формулу сполуки встановлюють за кількісним співвідношенням кожного елементу (x:y:z). *Кількість речовини* (n) – міра кількості структурних елементів – атомів, молекул, іонів, з яких складається речовина.

$$n_{\text{Елемента}} = \frac{m_{\text{Елемента}}}{M_{\text{Елемента}}} \ (\text{моль})$$

Для сполуки з відомим елементним складом ExMy знаходимо відношення x:y за величиною $n_{\text{Елемента}}$

Приклади розв'язування типових задач

Задача 1. Розрахуйте фактори перерахунку для визначення: а) Mg у вигляді $Mg_2P_2O_7$; б) Fe_3O_4 у вигляді Fe_2O_3; в) S у вигляді $BaSO_4$; г) $KAlSi_3O_8$ у вигляді SiO_2.

Розв'язування. Визначимо фактор перерахунку за рівняннями

$$\text{а)}\ F = \frac{2A_{Mg}}{M_{Mg_2P_2O_7}} = \frac{2 \cdot 24}{222} = 0{,}2164;$$

$$\text{б)}\ F = \frac{2M_{Fe_3O_4}}{3M_{Fe_2O_3}} = \frac{2 \cdot 232}{3 \cdot 160} = 0{,}9667;$$

$$\text{в)}\ F = \frac{A_S}{M_{BaSO_4}.} = \frac{32}{233} = 0{,}1373;$$

$$\text{г)}\ F = \frac{M_{KAlSi_3O_8}}{3 \cdot M_{SiO_2}} = \frac{278}{3 \cdot 60} = 1{,}5444.$$

Відповідь: а) 0,22, б) 0,97, в) 0,14, г) 1,54.

Задача 2. Обчисліть необхідну кількість силікованадію, який вміщує 48% Ванадію, для отримання 10т сталі з вмістом Ванадію 1,5%.

Розв'язування. Розрахуємо кількість Ванадію, що вміщується в 10т сталі із вмістом Ванадію 1,5%, з відповідної пропорції

100т сталі вміщує 1,5т Ванадію,

10т сталі вміщує X т Ванадію.

$$X = \frac{10 \cdot 1{,}5}{100} = 0{,}15\,\text{т} = 150\,\text{кг}.$$

Кількість силікованадію, що вміщуватиме 150кг Ванадію, знаходимо з наступної пропорції: 100 кг силікованадію містить 48кг Ванадію,

X кг силікованадію містить 150кг Ванадію.

$$X = \frac{100 \cdot 150}{48} = 312{,}5\,\text{кг}.$$

Відповідь: 32,5 кг.

*Задача 3. І*з мінерала азуриту $Cu_3(OH)_2(CO_3)_2$ масою 69,2г добуто мідь. Обчислити масу міді.

Розв'язування. Мідь було добуто за схемою:

$$Cu_3(OH)_2(CO_3)_2 \rightarrow 3Cu.$$

Звідси видно, що кількість речовини міді в 3 рази більше, ніж кількість речовини азуриту:

$$n(Cu)=3n(Cu_3(OH)_2(CO_3)_2).$$

Обчислимо кількість речовини азуриту :

$n(Cu_3(OH)_2(CO_3)_2)=m(Cu_3(OH)_2(CO_3)_2)/M(Cu_3(OH)_2(CO_3)_2)=$
$=69,2$ г / 346 г/моль=0,2 моль.

Тоді $n(Cu)=3.0,2$ моль =0,6 моль.

Маса міді дорівнює: $m(Cu)=n(Cu)\cdot M(Cu)=0,6$ моль.64 г/моль=38,4г.

Відповідь: 38,4 г міді.

Задача 4. Визначте вміст хлорид-іонів у грунті, якщо з наважки масою 1,0000г отримали 0,2040г гравіметричної форми $AgCI$.

Розв'язування. Найбільш поширений метод визначення вмісту хлорид-іонів – це їх осадження у вигляді аргентум хлориду.

$$Cl^- + Ag^+ \Leftrightarrow AgCI \downarrow.$$

Переведення осадженої форми у гравіметричну відбувається шляхом висушування осаду

$$AgCI_{ос.ф.} \xrightarrow{t^oC} AgCl_{гр.ф.}.$$

Для розрахунку вмісту хлорид-іонів треба розрахувати фактор перерахунку за рівнянням

$$F = \frac{A_{Cl}}{M_{AgCl}} = \frac{35,5}{143,5} = 0,2474.$$

Масову частку хлорид-іонів визначимо за рівнянням (5.4)

$$w,\% = \frac{m_{гр.ф.} \cdot F \cdot 100}{m_{нав.}} = \frac{0{,}2040 \cdot 0{,}2474 \cdot 100}{1{,}0000} = 5{,}05\%.$$

Відповідь: w=5,05%

Вправи до самостійної роботи

2.1. Для визначення Алюмінію гравіметричним методом наважка сплаву 0,4620г була розчинена в мірній колбі ємкістю 100мл. Для аналізу узяли 25мл розчину і після відповідної обробки отримали 0,2042г Al_2O_3. Визначте масову частку Алюмінію в сплаві.

2.2. З наважки цементу масою 1,5000г отримали після відповідної обробки 0,2105г прожареного осаду $Mg_2P_2O_7$. Розрахуйте масову частку MgO у цементі.

2.3. Розрахуйте масову частку компонентів у дюралюмінію, якщо з його наважки 0,5000г при проведенні аналізу отримали 0,8020г Al_2O_3; 0,0091г $Mg_2P_2O_7$; 0,0025г Mg_3O_4 і 0,0385г CuS.

2.4. Масова частка Кальцію в доломіті складає 14,1%. Визначте масу наважки доломіту, якщо після відповідної обробки отримали 0,4490г $CaMoO_4$

2.5. Розрахуйте масову частку Кобальту в сплаві, якщо з наважки 0,2100г після осадження і прожарювання отримали 0,1012г Co_2O_3.

2.6. З наважки сплаву 0,4267г отримали 0,2304г SnO_2. Розрахуйте масову частку Стануму в цьому сплаві.

2.7. Розрахуйте масу наважки силікату, який містить 21,74% SiO_2. При прожарюванні було отримано 0,0724г SiO_2.

2.8. З наважки чавунної стружки масою 1,5462г після відповідної обробки і прожарювання отримали 0,1436г SiO_2 і 2,1140г Fe_2O_3. Визначте масову частку Силіцію і Феруму в чавуні.

2.9. Наважку сплаву 1,0000г розчинили і після відповідної обробки отримали 0,2500г $Cu(OH)_2$. Розрахуйте масову частку CuO у сплаві.

2.10. Наважку руди 0,4124г розчинили і обробили відповідним способом. Після прожарювання отримали 0,2514г Sb_2S_3. Обчисліть масову частку Стибію в руді.

2.11. Вміст Феруму в руді складає 49,52%. Яку наважку руди необхідно взяти, щоб після відповідної обробки отримати 0,4150г Fe_2O_3?

2.12. З розчину солі Калію отримали осад $KClO_4$, маса якого після прожарювання складала 0,1528г. Визначте масу Калію, що міститься в розчині.

2.13. Розрахуйте масову частку Fe_3O_4 у магнітному залізняку, якщо з 0,6000г технічного залізняку отримали 0.4326г Fe_2O_3.

2.14. З наважки сплаву масою 0,5783г після відповідної обробки виділили Купрум у вигляді Cu_2S, маса якого дорівнювала 0,1274г. Визначте масову частку Купруму в сплаві.

2.15. З наважки кам'яного вугілля 2,6248г після відповідної обробки отримали 0,3248г $BaSO_4$. Визначте масову частку Сульфуру в кам'яному вугіллі.

2.16. З наважки 0,5808г залізної руди після розчинення, осадження і прожарювання осаду отримали 0,3582г Fe_2O_3. Розрахуйте масову частку Феруму в руді.

2.17. Обчисліть та вкажіть об'єм CO_2, який можна одержати під час прожарювання 160 г вапняку, масова частка кальциту в якому 92%.

2.18. У результаті випалювання 270 кг вапняку маса твердого залишку виявилась на 100 кг меншою за вихідну масу вапняку. Обчисліть масову частку кальцій карбонату у вапняку (%).

2.19. Яка маса феруму міститься в 6,67 г піриту?

2.20. З наважки 2 кг вугілля при спалюванні виділилось 3,56 л вуглекислого газу (н.у.). Скільки у % карбону міститься у вугіллі.

2.21. З наважки 300 г глауберової солі одержано твердий залишок вагою 205 г. Яка частка води у солі?

2.22. Під час пропускання 2,5 $м^3$ повітря крізь розчин барій гідроксиду одержано 3,96 г осаду. Визначте масову частку барію у вихідній сполуці та обємну частку вуглекислого газу в повітрі.

2.23. Кам'яну сіль масою 1 кг висушили та одержали 938 г солі. Яка частка вологи у вихідній речовині?

2.24. Який об'єм діоксиду сульфуру можна добути внаслідок розкладання під час нагрівання 432 г кальцій сульфіту з масовою часткою домішок 20%?

2.25. Який об'єм оксиду сульфуру(IV) можна добути внаслідок розкладання магній сульфіту масою 50 г з масовою часткою домішок 15%?

2.26. Визначити масу сульфіду цинку, що утвориться з 19,5 г цинку, якщо відомо, що масова частка використаного цинку складає 95%.

2.27. Який об'єм діоксиду сульфуру виділяється при випалюванні 1 кг сірчаного колчедану, масова частка ферум сульфіду в якому 0,8?

2.28. Зразок фосфориту масою 50 г обробили надлишком сульфатної кислоти. Утворився твердий залишок масою 52,64 г. Обчислити, скільки масових часток домішок у даному зразку фосфориту.

2.29. Яка масова частка Карбону у вуглеці, якщо при спалюванні 210 кг вуглецю утвориться діоксид карбону об'ємом 358,4 л?

2.30. При прожарюванні вапняку масою 500 г виділилось 89,6 л вуглекислого газу. Визначити масову частку кальцій карбонату у вапняку цього зразка.

2.31. Визначити об'єм вуглекислого газу, який виділяється при спалюванні 500 г вугілля, що містить 8 % негорючих домішок.

2.32. Який об'єм карбон(II) оксиду можна добути з 50 кг вугілля, масова частка негорючих домішок в якому складає 4 %?

2.33. Який об'єм діоксиду карбону утвориться при прожарюванні 450 кг вапняку, масова частка домішок в якому складає 15 %?

2.34. Скільки потрібно картоплі, що містить 20 % крохмалю, для добування 92 кг етанолу.

2.35. Який об’єм вуглекислого газу утвориться внаслідок термічного розкладу 3 моль калій гідрокарбонату, масова частка домішок в якому становить 3 %?

2.36. При випалюванні 50 г кальцій карбонату утворилося 10 л карбон(IV) оксиду. Визначити масову частку домішок у карбонаті.

2.37. Яку масу сірки спалено, якщо добуто діоксид сульфуру об’ємом 201,6 л, що становить 85% від теоретичного?

2.38. При окисненні 17,32 л діоксиду сульфуру утворилось 60 г триоксиду сульфуру. Визначити, яку масову частку складає цей вихід від теоретичного.

2.39. Який об’єм водню необхідний для виробництва амоніаку масою 10 т, якщо вихід амоніаку становить 94%?

2.40. Обчисліть об’єм повітря (н.у.) з об’ємною часткою кисню 21%, який необхідно використати для спалювання 2 кг етилового спирту.

2.41. Під час взаємодії 2,055 г невідомого лужноземельного металу з водою виділилось 336 мл газу (н.у.). Визначте метал, укажіть його відносну атомну масу.

2.42. Знайдіть масу кристалічного силіцію, який можна одержати з 0,8 кг SiO_2 при відновленні карбоном в дугових печах за температури 1800°C (відносний вихід силіцію становить 90%).

2.43. Під час нагрівання суміші, що містить 19,6 г кальцій оксиду та 20 г коксу, одержано 16 г кальцій карбіду. Обчисліть відносний вихід карбіду, якщо масова частка карбону в коксі 90%.

2.44. Яку масу фосфору в кг можна добути з 0,2 т фосфориту, масова частка кальцій фосфату в якому становить 85%? Відносний вихід фосфору прийняти за 80%.

2.45. Обчисліть об’єм повітря (н.у.) з об’ємною часткою кисню 21%, який необхідно використати для спалювання 2 кг метану.

2.46. У результаті розклждау магній карбонату одержали 43 л CO_2 (н.у.). Відносний вихід CO_2 85%. Яка маса розкладеної солі?

III тип

Задачі на розчини

Приклади розв'язування задач

Задача 1. Визначте молярну концентрацію 87,69%-го розчину сульфатної кислоти густиною ρ=1,86г/мл.

Розв'язування. Розрахуємо молярну концентрацію H_2SO_4 за рівнянням

$$C_M = \frac{10 \cdot \rho \cdot w,\%}{M_i},$$

де ρ – густина розчину, г/мл; $w,\%$ - масова частка розчину, %; M_i – молярна маса кислоти, г. $M_{H_2SO_4}$ = 98г/моль.

$$C_M = \frac{10 \cdot 1{,}86 \cdot 87{,}69}{98} = 16{,}64 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: См =16,64 моль/л.

Задача 2. Визначте масову частку у відсотках, титр розчину і мольну частку розчиненої речовини після розчинення 8г натрій гідроксиду в 200г води. ρ=1,01 г/мл.

Розв'язування. Масову частку NaOH у відсотках в отриманому розчині розрахуємо за рівнянням

$$w,\% = \frac{m_i \cdot 100}{m_{р-ну}}.$$

Маса розчину становитиме

$$m_{р-ну} = m_{H_2O} + m_{NaOH} = 200 + 8 = 208 \text{ г.}$$

Тоді

$$w,\% = \frac{8 \cdot 100}{208} = 3{,}85\%.$$

Знайдемо титр розчину за рівнянням

$$T = \frac{m_{NaOH}}{V_{р-ну}}.$$

Оскільки густина розчину дорівнює 1,01г/мл, то

$$V_{р-ну} = \frac{m_{р-ну}}{\rho} = \frac{208}{1{,}01} = 205{,}9\,\text{мл}.$$

Тоді

$$T = \frac{8}{205{,}9} = 0{,}03885\,\text{г/мл}.$$

Відповідь: T = 0,039 г/мл, w = 3,85%.

Задача 3. Обчисліть масову частку (%) і моляльність розчину, отриманого шляхом змішування 200мл 50%-го розчину сульфатної кислоти густиною 1,4г/мл з 2л 10,6%-го розчину сульфатної кислоти густиною 1,07г/мл.

Розв'язування. Визначимо масу 50%-го і 10,6%-го розчинів H_2SO_4 за рівнянням $m = V \cdot \rho$

$$m_1 = 200 \cdot 1{,}4 = 280\,\text{г}; \quad m_2 = 2000 \cdot 1{,}07 = 2140\,\text{г}.$$

Тоді загальна маса отриманого розчину становитиме

$$m = m_1 + m_2 = 280 + 2140 = 2420\,\text{г}.$$

Розрахуємо вміст H_2SO_4 в 50%-му і 10,6%-му розчинах за рівняннями

$$m_{H_2SO_4} = \frac{w,\% \cdot m_p}{100},$$

$$m_{1,H_2SO_4} = \frac{50 \cdot 280}{100} = 140\,\text{г},$$

$$m_{2,H_2SO_4} = \frac{10{,}6 \cdot 2140}{100} = 226{,}84\,\text{г}.$$

Загальна маса кислоти в отриманому розчині дорівнюватиме

$$m_{H_2SO_4} = m_{1,H_2SO_4} + m_{2,H_2SO_4} = 140 + 226{,}84 = 366{,}84\,\text{г}.$$

Масову частку H_2SO_4 у відсотках розрахуємо за рівнянням

$$w,\% = \frac{m_{H_2SO_4} \cdot 100}{m_{р-ну}} = \frac{366{,}84 \cdot 100}{2420} = 15{,}16\%.$$

Вправи до самостійної роботи

3.1. Обчисліть, скільки грамів 15% розчину калій гідроксиду необхідно взяти для приготування 100 мл 25% розчину з 15 % та 30 % розчину?

3.2. Визначте об'єм 56%-го розчину сульфатної кислоти густиною 1,46г/мл, який потрібен для приготування 5л 2н розчину.

3.3. Розрахуйте, скільки мл 2н розчину натрій карбонату треба для приготування 250мл 0,35н водного розчину Na_2CO_3?

3.4. Обчисліть молярність і мольну частку 14%-го розчину натрій карбонату густиною 1,145г/мл.

3.5. Визначте, скільки грамів натрій хлориду і води необхідно для приготування 5л фізіологічного розчину (3% розчин NaCI).

3.6. Знайдіть масову частку (%) розчину, одержаного при змішуванні 70мл 70%-го розчину нітратної кислоти густиною 1,415г/мл з 1000мл 3%-го розчину нітратної кислоти густиною 1,1г/мл.

3.7. Обчисліть, скільки грамів $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ потрібно для приготування 200мл 0,5н розчину за Zn?

3.8. Обчисліть, скільки грамів $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ потрібно для приготування 10л 3%-го розчину за Cu?

3.9. Визначте титр і масову частку (%) 2,3М розчину ортофосфатної кислоти густиною 1,115г/мл.

3.10. Визначте молярність 20,25%-го розчину ортофосфатної кислоти густиною 1,115г/мл.

3.11. Зважили 45 г натрій гідроксиду, що розчинили у 300 мл води. Розрахуйте молярну еквіваленту та молярну концентрацію даного розчину.

3.12. Яка нормальність розчину сульфатної кислоти, одержаного після розведення 100 мл 0,2М розчину в 400 мл води?

3.13. Обчисліть, скільки грамів 8% розчину барій нітрату необхідно взяти для приготування 350 мл 2,5% розчину з 8 % та 1 % розчину?

3.14. Розрахуйте масову частку розчину, приготовленого при змішуванні 40 г 10% розчину алюміній хлориду з 250 г 20% розчину алюміній хлориду.

3.15. В якому об'ємі води необхідно розчинити 38 г цинк нітрату, щоб одержати розчин концентрації 0,4 моль/л?

3.16. Скільки мл води необхідно додати до 1 л 0,53 М розчину хлоридної кислоти, щоб одержати 0,5 М розчин?

3.17. Знайдіть масову частку розчину, одержаного при змішуванні 50 г 20% та 150 г 12% розчинів калій карбонату.

3.18. Літій, маса якого дорівнює 3,5 г розчинили у 110 мл води. Розрахуйте масову частку речовини (%) в одержаному розчині.

3.19. Питну соду, маса якої дорівнює 25,2 г, прожарили та твердий залишок розчинили у 200 мл води. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.

3.20. Яка масова частка розчину після випаровування 500 г 5% розчину натрій хлориду до 100 г розчину?

3.21. До 250 мл 2г/мл розчину калій гідроксиду додали 0,5 г КОН. Яка молярна концентрація розчину?

3.22. Знайдіть маси 20% та 8% розчинів необхідні для приготування 400 г 10% розчину.

3.23. Яка масова частка розчину, одержаного при змішуванні 20 г 3% та 100 г 6% розчинів калій гідроген карбонату?

Комбіновані задачі на розчини і рівняння реакцій

Приклади розв'язування задач

Задача 1. 20 г Кальцій розчинили у сульфатній кислоті масою 200 г з масовою часткою кислоти 19,6 %. Який об'єм газу при цьому виділився?

Розв'язування. Запишемо хімічне рівняння взаємодії кальцію з сульфатною кислотою:

$$Ca + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2\uparrow$$

Знайдемо масу H_2SO_4, що міститься в 19,6% розчині масою 200 г. Скористаємось для розрахунку формулою

$$w,\% = \frac{mp.p.\cdot 100\%}{mp-ну_i}$$

де $w,\%$ - масова частка розчину, %; *тр.р.* – маса розчиненої речовини (сульфатної кислоти), г; *т р-ну* – маса розчину, г.

Підставимо значення у формулу

$$19{,}6\% = \frac{mp.p.\cdot 100\%}{200_i}$$

$$mp.p = 0{,}196\cdot 200 = 39{,}2 \text{ (г)}$$

Щоб визначити об'єм газу, утворений під час реакції, необхідно знати який реагент прореагував повністю, тобто було в недостачі. Для цього потрібно розрахувати кількість H_2SO_4 та Са. Застосуємо рівняння:

$$v = \frac{m}{M} \text{,моль}$$

де *v* – кількість речовини, моль; *m* – маса речовини, г; *M* – молярна маса речовини, г/моль.

Отже, кількість H_2SO_4 дорівнює

$$v(\mathrm{H_2SO_4}) = \frac{39{,}2}{98} = 0{,}4(моль)$$

Кількість кальцію дорівнює

$$v(Ca) = \frac{20}{40} = 0{,}5(моль)$$

За цими даними видно, що кількість кальцію більша за кількість сульфатної кислоти. Це означає, що сульфатної кислоти було в недостачі, тому об'єм водню розраховуємо по сульфатній кислоті, підставляючи їх у хімічне рівняння

$$\underline{39{,}2\ г} \qquad\qquad \underline{V(H_2),л}$$

$$Ca + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2\uparrow$$

$$98\ г/моль \qquad\qquad 22{,}4\ л$$

Складаємо пропорцію

$$V(\mathrm{H}_2) = \frac{39{,}2 \cdot 22{,}4}{98} = 8{,}96(л)$$

Відповідь: утворилось 8,96 л водню.

Вправи до самостійної роботи

3.24. Через розчин, що містить 2,5 г їдкого натру, пропустили 11,2 л сірководню. Яка сіль і якої маси при цьому утворилась?

3.25. Знайти масу солі, яка утвориться в результаті зливання 0,5 л розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 20% (густина 1,22 г/мл) і 0,5 кг розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 19,6%.

3.26. У розчин сульфатної кислоти масою 200 г з масовою часткою 0,2 опустили 9,5 г магнію. Визначити об'єм газу, який утворився внаслідок реакції.

3.27. Обчисліть масову частку (%) і моляльність розчину, отриманого шляхом змішування 200мл 50%-го розчину сульфатної кислоти густиною 1,4г/мл з 2л 10,6%-го розчину сульфатної кислоти густиною 1,07г/мл.

3.28. Знайти масу солі, яка утвориться в результаті взаємодії алюмінію масою 5,4 г та сульфуру масою 7,1 г, що містить 10% домішок.

3.29. Змішали оксид барію масою 312 г і оксид карбону(IV) масою 88 г. Яка сіль і якої маси утвориться?

3.30. До розчину, що містить 4,9 г сульфатної кислоти, долили розчин, що містить 11 г барій хлориду. Які речовини містяться у фільтраті?

3.31. Знайти масу солі, яка утвориться при зливанні 100 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 10% і хлоридної кислоти кількістю речовини 0,5 моль.

3.32. Знайти масу солі, яка утвориться в результаті зливання 200 г розчину з масовою часткою хлоридної кислоти 0,073 та 200 г розчину з масовою часткою калій гідроксиду 0,056.

3.33. Знайти масу солі, яка утвориться при зливанні 500 мл розчину з молярною концентрацією калій гідроксиду 0,2 моль/л і 200 г розчину з масовою часткою нітратної кислоти 25%.

3.34. Обчислити масу осаду, утвореного в результаті зливання 200 г розчину з масовою часткою барій гідроксиду 8% та 400 г розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 1%.

3.35. Знайти масу солі, яка утвориться при зливанні розчину, що містить 39,2 г ортофосфорної кислоти, та розчину, що містить 44 г натрій гідроксиду.

3.36. Розрахувати, яка сіль утвориться в результаті зливання розчину об’ємом 200 мл з масовою часткою кальцій гідроксиду 0,2 моль/л і 200 г розчину з масовою часткою ортофосфатної кислоти 9,8 %. Обчислити масу утвореної солі.

3.37. Який об’єм газу виділиться при взаємодії 50 г розчину з масовою часткою нітратної кислоти 0,63 з 4 г кальцій карбонату?

3.38. Розрахувати, яка маса солі утвориться в результаті пропускання 2,24 л вуглекислого газу крізь 25 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 16%.

3.39. Яка сіль утвориться в результаті пропускання 2,24 л вуглекислого газу крізь 25 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 16 %? Обчислити масу утвореної солі.

3.40. Розчин натрій гідроксиду масою 31,25 г з масовою часткою речовини 8 % поглинув 700 мл карбон(IV) оксиду. Яка сіль і якої маси при цьому утворилась?

3.41. Скільки виділиться кисню при фотосинтезі, якщо в 2,5 $м^3$ повітрі містилось 0,3% CO_2 ?

3.42. Скільки глюкози утвориться під час фотосинтезу після поглинання 3 кг вуглекислого газу?

3.43. Скільки кисню в л утвориться, для одержання якого використано 7 кг надоксиду калію KO_2 та 4 кг CO_2?

3.44. При гідролізі ферум хлориду масою 5 г утворилось 2 г ферум гідроксиду. Скільки води містить ферум хлорид?

Задачі на перенасичені розчини

Перенасичені розчини – розчини,

Приклад розв'язування

Задача 1. Визначте кількість грамів іонів Ba^{2+} в 1л насиченого розчину барій ортофосфату. $ДР_{Ba_3(PO_4)_2} = 6{,}03 \cdot 10^{-39}$.

<u>Розв'язування.</u> $Ba_3(PO_4)_2$ – це малорозчинна сполука, яка дисоціює за рівнянням

$$Ba_3(PO_4)_2 \Leftrightarrow 3Ba^{2+} + 2PO_4^{3-}.$$

$$X \qquad 3X \qquad 2X$$

Оскільки з однієї молекули солі $Ba_3(PO_4)_2$ утворюються 3 іони Ba^{2+} і 2 іони PO_4^{3-}, то прийнявши концентрацію солі в розчині за *X*, одержимо $\left[Ba^{2+}\right] = 3X$ і $\left[PO_4^{3-}\right] = 2X$. Тоді

$$ДР_{Ba_3(PO_4)_2} = \left[Ba^{2+}\right]^3 \cdot \left[PO_4\right]^2 = (3X)^3 \cdot (2X)^2.$$

Розрахуємо розчинність цієї сполуки за рівнянням (3.6)

$$P_{Ba_3(PO_4)_2} = \sqrt[m+n]{\frac{ДР_{Me_mA_n}}{m^m \cdot n^n}} = \sqrt[3+2]{\frac{6{,}03 \cdot 10^{-39}}{3^3 \cdot 2^2}} = 8 \cdot 10^{-9}\ моль/л.$$

Концентрація йонів Ba^{2+} у розчині дорівнює

$$\left[Ba^{2+}\right] = 3X = 3 \cdot 8 \cdot 10^{-9} = 24 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

Вправи до самостійної роботи

3.45. Розрахуйте розчинність аргентум хлориду у воді (ДР(AgCl) = 1,7×10-^{10}).

3.46. Розрахуйте розчинність аргентум хромату у воді (ДР(Ag_2CrO_4) = 2×10^{-12}).

3.47. Розрахуйте розчинність кальцій сульфату у воді (ДР($CaSO_4$) = 6.26×10^{-5}).

3.48. Розрахуйте розчинність кальцій карбонату у воді (ДР (CaCO3) = $1,7\times10^{-8}$)

3.49. Розрахуйте розчинність барій оксалату у воді (ДР(BaC_2O_4) = 1.7×10^{-7})

3.50. Розрахуйте розчинність стронцій оксалату у воді (ДР(SrC_2O_4) = 5.6×10^{-8})

3.51. Розрахуйте розчинність кальцій оксалату у воді (ДР(CaC_2O_4) = $3,8\times10^{-9}$)

3.52. Розрахуйте розчинність барій хромату у воді (ДР($BaCrO_4$) = 2.3×10^{-10})

3.53. Розрахуйте розчинність у воді стронцій хромату (ДР($SrCrO_4$) = 3.6×10^{-5})

3.54. Розрахуйте розчинність у воді кальцій хромату (ДР($CaCrO_4$)= 2.3×10^{-2})

3.55. Розрахуйте розчинність у воді кальцій фосфату (ДР($Ca_3(PO_4)_2$)= $3,0\times10^{-33}$)

3.56. Розрахуйте розчинність у воді гідроксиду алюмінію ДР($Al(OH)_3$)= 8×10^{-25})

3.57. Розрахуйте розчинність у воді плюмбум гідроксиду (ДР($Pb(OH)_2$)= 9.6×10^{-4})

3.58. Розрахуйте розчинність барій ортофосфату у воді (ДР =$6,03\times10^{-39}$).

3.59. Розрахуйте розчинність кобальту гідроксиду у воді (ДР = $2,0\times10^{-15}$).

3.60. Розрахуйте розчинність ферум гідроксиду у воді (ДР = $3,2\times10^{-38}$).

3.61. Розрахуйте розчинність арґентум перманганату у воді (ДР = $3,1\times10^{-11}$).

3.62. Розрахуйте розчинність берилій гідроксиду у воді (ДР = $2,7\times10^{-10}$).

3.63. Розрахуйте розчинність ферум(III) сульфіду у воді (ДР = $1{,}0\times10^{-88}$).

3.64. Розрахуйте розчинність галій(III) гідроксиду у воді (ДР = $5{,}0\times10^{-37}$).

3.65. Розрахуйте розчинність меркурій(I) карбонату у воді (ДР = $9{,}0\times10^{-17}$).

3.66. Розрахуйте розчинність лантан(III) гідроксиду у воді (ДР = $1{,}0\times10^{-20}$).

3.67. Розрахуйте розчинність талій(I) сульфіду у воді (ДР = $9{,}0\times10^{-23}$).

IV тип

Задачі на pH-метрію

Приклад розв'язування типової задачі:

Задача 1. Визначте pH розчину, одержаного при розчиненні 10мл 70%-го розчину сульфатної кислоти густиною 1,61г/мл в 250мл води.

Розв'язування. Маса 10мл розчину H_2SO_4 дорівнює

$$m_p = V \cdot \rho = 10 \cdot 1{,}61 = 16{,}1\,\text{г}.$$

Масу сульфатної кислоти в 10мл 70%-го розчину знайдемо з наступної пропорції

100г розчину вміщує 70г H_2SO_4,

16,1г розчину вміщує Хг H_2SO_4,

$$X = \frac{16{,}1 \cdot 70}{100} = 11{,}27\,\text{г}\ H_2SO_4.$$

Кількість молей кислоти визначимо за рівнянням

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} = \frac{11{,}27}{98} = 0{,}115\,\text{моль}.$$

Тоді молярна концентрація розчину H_2SO_4, враховуючи, що об'єм одержаного розчину V_p=V(H_2SO_4)+V(H_2O)=10+250=260мл, становитиме

$$C_M = \frac{n_{H_2SO_4} \cdot 1000}{V_p} = \frac{0{,}115 \cdot 1000}{260} = 0{,}44\,\text{моль/л}.$$

Так як H_2SO_4 - двоосновна кислота, то концентрація іонів гідрогену в розчині, виходячи з рівняння дисоціації $H_2SO_4 \Leftrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$, буде в два рази більшою за концентрацію кислоти.

$$\left[H^+\right] = 2C_M = 2 \cdot 0{,}44 = 0{,}88\,\text{моль/л}.$$

Звідси водневий показник дорівнюватиме

$$pH = -\lg\left[H^+\right] = -\lg 0{,}88 = 0{,}055.$$

Вправи до самостійної роботи

4.1. Яке pH розчину хлоридної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.0132 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.2. Яке pH розчину гідроксиду натрію, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= $0,250*10^{-8}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.3. Яке pH розчину нітратної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.000482 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.4. Яке pH розчину гідроксиду калію, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= $0,630*10^{-12}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.5. Яке pH розчину хлоридної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.0000782 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.6. Яке pH розчину гідроксиду барію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]$= $0,115*10^{-3}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.7. Яке pH розчину калій нітрату, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.0000001 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.8. Яке pH розчину натрій хлориду, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= $0,554*10^{-7}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.9. Яке pH розчину хлоридної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.000821 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.10. Яке pH розчину гідроксиду натрію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]$= $0,981*10^{-2}$М?

4.11. Яке pH розчину ортофосфатної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]= 0,36*10^{-5}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.12. Яке pH розчину гідроксиду калію, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]= 0,256*10^{-13}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.13. Яке pH розчину кальцій нітрату, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]= 0.0000672$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.14. Яке pH розчину сульфатної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]= 0,392*10^{-4}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.15. Яке pH розчину бромідної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]= 0.00461$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.16. Яке pH розчину гідроксиду калію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]= 0,302*10^{-5}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.17. Яке pH розчину гідроксиду берилію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]= 0,623*10^{-6}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.18. Яке pH розчину гідроксиду барію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]= 0,504*10^{-4}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.19. Яке pH розчину гідроксиду хрому(III), якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]= 0,260*10^{-3}$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.20. Яке pH розчину гідроксиду кадмію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]= 0,000106$ М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.21. Яке pH розчину гідроксиду алюмінію, якщо концентрація іонів гідроксилу $[OH^-]$= 0,00440 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в даному розчині.

4.22. Яке pH розчину хлоратної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.00650 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

4.23. Яке pH розчину перборатної кислоти, якщо концентрація іонів гідрогену $[H^+]$= 0.0000372 М? Розрахуйте концентрацію іонів гідроксилу в даному розчині.

V тип

Електроліз, гідроліз

Приклад розв'язування

Задача 1. Процес гідролізу оборотний, тому накопичення в розчині іонів Н+ гальмує його. Щоб забезпечити повноту протікання гідролізу(пряма реакція) необхідно зв'язувати іони гідрогену Н+ у малодисоційовану сполуку.

Схема гідролізу алюміній сульфату:

$$Al_2(SO_4)_3 + 2H_2O \rightleftarrows 2[AlOH]SO_4 + H_2SO_4;$$

$$2[AlOH]SO_4 + 2H_2O \rightleftarrows [Al(OH)_2]_2SO_4 + H_2SO_4;$$

$$[Al(OH)_2]_2SO_4 + 2H_2O \rightleftarrows 2Al(OH)_3 + H_2SO_4.$$

Або в іонному вигляді:

$$Al^{3+} + H_2O \rightleftarrows [AlOH]^{2+} + H^+;$$

$$[AlOH]^{2+} + H_2O \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + H^+;$$

$$Al(OH)_2^+ + H_2O \rightleftarrows Al(OH)_3 + H^+.$$

Задача 2. Електроліз водних розчинів солей

Електроліз – це процес окиснення та відновлення сполук під дією електричного струму.

Процес відновлення – це реакція приєднання електронів сполукою (окисником), що проходить на поверхні катоду.

Процес окиснення – це реакція віддачі електронів сполукою (відновником), що проходить на поверхні аноду.

У водних розчинах вода здатна проявляти властивості окисника та відновника. Вода-окисник на катоді відновлюється з утворенням водню:

$$к(-):\ \ 2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$$

Вода-відновник на аноді окиснюється з утворенням кисню:

$$а(+):\ 2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+$$

В розчинах солей, які складаються з катіонів металу та іонів кислотних залишків, кожний компонент виявляє протилежні властивості. Іони металів – Me^{+}, які мають позитивний заряд, під дією електричного поля рухатються до протилежнозарядженого катоду, к(−), де відновлюються та приєднують електрони

$$к(-):\quad Me^{+m} + me \rightarrow Me^{0}.$$

Однак, метали до алюмінію не відновлюються у водних розчинах, цей процес відбувається за участі води, від Mn до Pb одночасно відновлюються метали та вода, після H_2 відновлюється лише метал як наведено на електрохімічному ряді напруг металів.

Іони кислотних залишків – $КЗ^{-n}$ несуть негативний заряд, тому рухаються до анода, а(+) – позитивнозарядженого, та окиснюються самостійно, якщо безкисневмісні, або окиснюється вода, якщо кисневмісні. При цьому спостерігається віддача електронів сполукою:

$$а(+):\quad КЗ^{-n} - ne \rightarrow КЗ^{0}$$

Отже, іони металів – є окисниками, відновлюються на катоді, а безкисневмісні кислотні залишки – відновники, окиснюються на аноді.

Розчин, що містить декілька іонів металу, вищими окиснювальними властивостями володіють важкі метали з високим стандартним електродним потенціалом на відміну від легких металів. В електрохімічному ряді напруг (табл.) ці метали розміщені після водню в правій частині. Для прикладу розглянемо електрохімічні системи Ag^{+}/Ag (ε^{0}=+0,80В) і Fe^{2+}/Fe (ε^{0}=-0,44В). Із порівняння значень стандартних електродних потенціалів випливає, що

сильнішим окисником є окиснена форма срібла Ag^+, тоді інший компонент – відновлена форма феруму Fe^0 – активнішим відновником.

Вправи до самостійної роботи

Завдання. Напишіть реакції дисоціації, гідролізу та електролізу в розчині таких речовин:

5.1. Аміаку, ортофосфатної кислоти, натрій карбонату.

5.2. Оцтової кислоти, калій сульфіду, магній гідроксиду.

5.3. Амоній нітрату, сульфідної кислоти, алюміній гідроксиду.

5.4. Барій ортофосфату, натрій карбонату, сульфітної кислоти.

5.5. Стронцій нітрат, ортофосфатної кислоти, кальцій сульфід.

5.6. Натрій хлориду, натрій карбонату, ферум хлориду.

5.7. Магній нітрату, калій силікату, сульфатної кислоти.

5.8. Амоній карбонату, аргентум нітрату, гідроксиду алюмінію.

5.9. Карбонатної кислоти, барій броміду, натрій сульфіду.

5.10. Алюміній нітрату, манган хлориду, хлоридної кислоти.

5.11. Калій хлориду, ферум сульфіду, гідроксиду барію.

5.12. Натрій силікату, стронцій(II) нітрату, сульфатної кислоти.

5.13. Купрум хлориду, калій карбонату, ортофосфатної кислоти.

5.14. Алюміній карбонату, натрій ортофосфату, гідроксиду магнію.

5.15. Літій силікату, магній фосфату, хлоридної кислоти.

5.16. Стронцій нітрату, барій гідроксиду, оцтової кислоти.

5.17. Цинк броміду, кальцій метафосфату, літій гідроксиду.

5.18. Ферум нітрату, барій пірофосфату, перманганатної кислоти.

5.19. Синильної кислоти, калій ортофосфату, магній карбонату.

5.20. Купрум нітриту, манган(IV) йодиду, сульфатної кислоти.

5.21. Кобальт гідроксиду, боратної кислоти, натрій ацетату.

5.22. Нікель сульфіту, сульфідної кислоти, германій(IV) нітрату.

5.23. Амоній сульфіду, літій сульфату, стронцій гідроксиду.

VI тип задач

Задачі на термодинаміку

6.1. За яких умов хімічний процес може бути здійснений як самочинний і чому?

A. $\Delta H = T\Delta S$

B. $\Delta H>0$, $\Delta S< 0$

C. $\Delta H<0$, $\Delta S> 0$

D. жоден з перелічених

6.2. В яких з наведених процесів $\Delta S>0$ і чому:

A. $NH_4NO_2(т) \rightarrow 2H_2O(г) + N_2(г)$

B. $H_2(г) + F_2(г) \rightarrow 2HF(г)$

C. $2CO(г) + O_2(г) \rightarrow 2CO_2(г)$

D. жоден з перелічених

6.3. Скільки поглинеться теплоти при одержанні 1 моль NO для реакції $N_{2(г.)} + O_{2(г.)} = 2NO_{(г.)}$ – 180,8 кДж ?

6.4. Скільки теплоти треба витратити при взаємодії 10 моль водню з хлором під час реакції: $½ H_{2(г.)} + ½ Cl_{2(г.)} = HCl_{(г.)} – 92,3$ *кДж?*

6.5. Що таке тепловий ефект реакції? Як його визначити? Чому рівний тепловий ефект ендотермічної реакції:

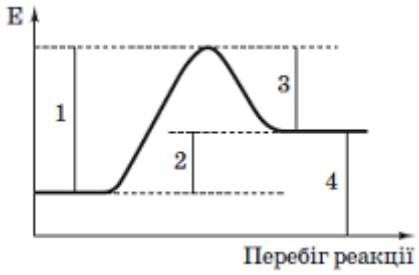
6.6. Скільки виділиться теплоти при утворенні 0,5 моль води за реакції

$2H_{2(г.)} + O_{2(г.)} \leftrightarrow 2H_2O$ + 571 кДж ?

6.7. Скільки г хлоридної кислоти утвориться, якщо витратити 1846 кДж теплоти. Реакція проходить за таким рівнянням:

$$½ H_{2(г.)} + ½ Cl_{2(г.)} = HCl_{(г.)} – 92,3 \text{ кДж}$$

6.8. На графіку зображено зміну енергії системи під час проходження хімічної реакції. Вкажіть, чому відповідає довжина відрізка 1, 2 та 3



6.9. Як потрібно змінити концентрацію амоній хлориду в реакції з натрій гідроксидом, щоб змістити рівновагу в бік утворення аміаку? Яким правилом треба при цьому скористатись? Напишіть відповідне рівняння реакції.

6.10. Яка дія сприятиме зміщенню рівноваги реакції

$$CO_2\ (г) + H_2\ (г) \rightarrow CO\ (г) + H_2O\ (г)\ ;\Delta H>0$$

в бік утворення карбон(IV) оксиду?

A. збільшення тиску чи зменшення тиску,

B. збільшення концентрації водню чи зменшення концентрації водню,

C. збільшення температури чи зменшення температури,

D. зниження концентрації монооксиду карбону чи його збільшення.

6.11. Скільки (г) утвориться оксиду магнію, якщо виділиться 1807,5 кДж/моль енергії. Термодинамічна реакція горіння магнію проходить за реакцією $Mg + 1/2O_2 \Leftrightarrow MgO + 602.5 кДж/моль$.

6.12. Визначте скільки теплоти виділиться чи поглинеться при згоранні 112 л водню, якщо теплота утворення води становить

$$H_2 + 1/2O_2 \Leftrightarrow H_2O + 286 кДж/моль$$

6.13. Визначте скільки теплоти виділиться при використанні 8,5 г алюмінію, якщо при спалюванні в калориметричній бомбі алюмінію виділилось 55 кДж тепла. Реакція горіння має такий вигляд

$$2/3Al + O_2 \Leftrightarrow 1/3Al_2O_3 + 55 кДж/моль.$$

6.14. Скільки виділиться енергії при утворенні 2,5 моль фторидної кислоти, якщо за термодинамічної реакції $1/2H_2 + 1/2F_2 \Leftrightarrow HF$ з 2,8 л HF виділяється 18,5 кДж енергії.

6.15. Чому дорівнює тепловий ефект реакції горіння метану, що відповідає реакції $CH_4 + O_2 \Leftrightarrow CO_2 + H_2O + ?ккал$, знаючи теплоту утворення метану (17,9 ккал), оксиду карбону (94 ккал), води (68,3 ккал). Рівняння реакції їх утворення мають вигляд:

$$CH_4 \Leftrightarrow C + 2H_2 - 17{,}9ккал$$

$$C + O_2 \Leftrightarrow CO_2 + 94ккал$$

$$H_2 + 1/2O_2 \Leftrightarrow H_2O + 68{,}3ккал$$

6.16. Скільки енергії поглинеться чи виділиться при утворенні 54 г води під час термохімічної реакції $H_2 + 1/2O_2 \Leftrightarrow H_2O + 285{,}8кДж$.

6.17. Скільки водню згорить, якщо виділилось 48,4 кДж теплоти за термохімічної реакції $2H_2 + O_2 \Leftrightarrow 2H_2O + 484кДж$.

6.18. Скільки теплоти виділитися для утворення 5 моль *CaO*, якщо за рівнянням реакції $2Ca + O_2 \Leftrightarrow 2CaO + 1274кДж$.

6.19. Скільки згорить фосфіну, щоб виділилось 600 кДж теплоти. Термохімічне рівняння реакції горіння фосфіну: $2PH_3 + 4O_2 \Leftrightarrow P_2O_5 + 3H_2O + 2400кДж$.

6.20. Скільки кальцій гідроксиду утвориться, якщо виділилось 325 кДж теплоти. Термохімічне рівняння реакції: $CaO + H_2O \Leftrightarrow Ca(OH)_2 + 65кДж$

6.21. Визначте залежність швидкості від концентрації для реакції $2H_2(г) + O_2(г) \Leftrightarrow 2H_2O(г) + 484кДж$, якщо концентрація водню 0,2М, кисню 0,2М. Розрахуйте залишкову концентрацію кисню.

6.22. Визначте швидкість для реакції $2PH_3 + 4O_2 \Leftrightarrow P_2O_5 + 3H_2O + 2400кДж$, якщо концентрація фосфіну 0,5М, кисню 0,8М, оксиду фосфору 0,15М. Розрахуйте залишкову концентрацію вихідної речовини.

6.23. Визначте швидкість для реакції $H_2 + Cl_2 \Leftrightarrow 2HCl$, якщо концентрація водню 0,02М, хлору 0,03М, хлоридної кислоти 0,01М. Розрахуйте залишкову концентрацію вихідних речовини.

XI завдання

Рівняння реакцій ядерного ситензу та радіоактивного розпаду

Вправи до самостійної роботи

7.1. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Ra^{226}_{88}; б) випускання електрона ізотопом Ra^{226}_{88}; в) випусканням позитрона ізотопом Ra^{226}_{88}; г) електронне захоплення ізотопом Ra^{226}_{88}.

7.2. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом S^{35}_{16}; б) випускання електрона ізотопом S^{35}_{16}; в) випусканням позитрона ізотопом S^{35}_{16}; г) електронне захоплення ізотопом S^{35}_{16}.

7.3. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Mo^{98}_{42}; б) випускання електрона ізотопом Mo^{98}_{42}; в) випусканням позитрона ізотопом Mo^{98}_{42}; г) електронне захоплення ізотопом Mo^{98}_{42}.

7.4. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Плутонію -244; б) випускання електрона ізотопом Плутонію -244; в) випусканням позитрона ізотопом Унілквадію -260; г) електронне захоплення ізотопом Плутонію -244.

7.5. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Нобелію-257; б) випускання електрона ізотопом Нобелію-257; в) випусканням позитрона ізотопом Нобелію-257; г) електронне захоплення ізотопом Нобелію-257.

7.6. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Урану -235; б) випускання електрона ізотопом Урану -235; в) випусканням позитрона ізотопом Урану -235; г) електронне захоплення ізотопом Урану -235.

7.7. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Торію-232; б) випускання електрона ізотопом Торію-232;

в) випусканням позитрона ізотопом Торію-232; г) електронне захоплення ізотопом Торію-232.

7.8. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Плюмбуму-208; б) випускання електрона ізотопом Плюмбуму-208; в) випусканням позитрона ізотопом Плюмбуму-208; г) електронне захоплення ізотопом Плюмбуму-208.

7.9. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Калію -40; б) випускання електрона ізотопом Калію -40; в) випусканням позитрона ізотопом Калію -40; г) електронне захоплення ізотопом Калію -40.

7.10. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Бісмуту-214; б) випускання електрона ізотопом Бісмуту-214; в) випусканням позитрона ізотопом Бісмуту-214; г) електронне захоплення ізотопом Бісмуту-214.

7.11. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Астату-218; б) випускання електрона ізотопом Астату-218; в) випусканням позитрона ізотопом Астату-218; г) електронне захоплення ізотопом Астату-218.

7.12. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Полонію-210; б) випускання електрона ізотопом Полонію-210; в) випусканням позитрона ізотопом Полонію-210; г) електронне захоплення ізотопом Полонію-210.

7.13. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Радію-226; б) випускання електрона ізотопом Радію-226; в) випусканням позитрона ізотопом Радію-226; г) електронне захоплення ізотопом Радію-226.

7.14. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Радону-222; б) випускання електрона ізотопом Радону-222; в) випусканням позитрона ізотопом Радону-222; г) електронне захоплення ізотопом Радону-222.

7.15. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Барію-138; б) випускання електрона ізотопом Барію-138; в) випусканням позитрона ізотопом Барію-138; г) електронне захоплення ізотопом Барію-138.

7.16. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Рубідію-87; б) випускання електрона ізотопом Рубідію-87; в) випусканням позитрона ізотопом Рубідію-87; г) електронне захоплення ізотопом Рубідію-87.

7.17. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Технецію; б) випускання електрона ізотопом Технецію; в) випусканням позитрона ізотопом Технецію; г) електронне захоплення ізотопом Технецію.

7.18. Скласти рівняння кожного з таких процесів: а) випускання α – частинки ізотопом Менделєєва; б) випускання електрона ізотопом Менделєєва; в) випусканням позитрона ізотопом Менделєєва; г) електронне захоплення ізотопом Менделєєва.

7.19. Напишіть місце перебування атома Нітрогену в періодичній системі Д.І. Менделєєва, його електронну будову та квантові числа для електрона, розташованого на зовнішньому енергетичному рівні s- та p-підрівнях.

7.20. Напишіть місце перебування атома Цезія в періодичній системі Д.І. Менделєєва, його електронну будову та квантові числа для електрона, розташованого на зовнішньому енергетичному рівні s- та p-підрівнях.

7.21. Напишіть місце перебування атома Талія в періодичній системі Д.І. Менделєєва, його електронну будову та квантові числа для електрона, розташованого на зовнішньому енергетичному рівні p-, d-підрівнях.

7.22. Напишіть місце перебування атома Платини в періодичній системі Д.І. Менделєєва, його електронну будову та квантові числа для електрона, розташованого на зовнішньому енергетичному рівні s- та d-підрівнях.

7.23. Напишіть місце перебування атома Br в періодичній системі Д.І. Менделєєва, його електронну будову та квантові числа для електрона, розташованого на зовнішньому енергетичному рівні s- та p-підрівнях.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Гамкало З.Г. Хімія геосфер: Лабораторний практикум для студентів природничих факультетів - Львів: ВЦ ЛНУ ім. Івана Франка, 2001.–195 с.

2. Жак О.В., Каличак Я.М. Загальна хімія: навчальний посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010. – 368 с.

3. Телегус В.С. Основи загальної хімії. / В.С. Телегус, О.І. Бодак, О.С. Заречнюк, В.В. Кінжибало. – Львів: Світ, 2000. – 400 с.

4. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії. – Львів: ВЦ Нац. Ун-ту «Львівська політехніка», 2008. – 348 с.

5. Андруз Дж., Бримблекумб П., Джикелз Т., Лисс П. Введение в химию окружающей сред. Пер. с англ. М.: Мир, 1999. – 271 с.

6. Крупнова Т.Г. Химия окружающей среды: учебное пособие / Под. Ред. Ю.И. Сухарева. – Челябинск: Изд. ЮУрГУ, 2004. – Ч. 1. – 37с.

7. Беспамятнов Г. П., Кротов Ю. А. Предельно допустимые концентрации химических веществ в окружающей среде / Г. П. Беспамятнов, Справочник. — Л.: Химия, 1985. —528 с.

8. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищ. навч. закладів. Київ; Ірпінь: ВТФ"Перун", 1998. – 480с.

9. Дмитрів Г.С., Павлюк В.В. Загальна та неорганічна хімія. Навчальний посібник. Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2008. –300 с.

10. Добровольский В.В. Основы биогеохимии. – М.: Высшая школа, 1998. – 413 с.

11. Башкин В.М. Биогеохимия. – М.: Научный мир, 2004. – 584 с.

12. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1983. – 703 с.

13. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. 2-ге вид., виправл. / Пер. з рос. – К.: Арій, 2012. – 480с.

Інформаційні ресурси

14.http://rutv.ru/brand/show/episode/91754

15.http://www.ipcc.org

16.http://www.cambridge.org

17.http://www.wmo/ch

18.http:// www.ipcc.org

19.http://www.cambridge.org

20.http://www.wmo/ch

ДОДАТОК

СКЛАД І ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ РЕАКТИВІВ, БУФЕРНИХ СУМІШІВ

0,2 %-й розчин нейтрального метилового оранжевого

Розчиняють 0,5 г барвника в 250 мл дистильованої води. Розчин фільтрують і зберігають в темній склянці. Перед використанням розводять водою у 10 разів.

0,4 %-й розчин метилового червоного

Розчиняють 40 мг метилового червоного в 100 мл 60 % розчину етанолу і фільтрують. Зберігають у щільно закритій склянці з темного скла.

0,1%-ий розчин фенолфталеїну

Розчиняють 0,1 г фенолфталеїну в 100 мл 60 %-го спирту. Індикатор змінює забарвлення від безбарвного до червоного в інтервалі pH 9,3…10,5.

розчин HCl, c(HCl) = 0,1 н,

Фіксанал з розчином хлоридної ксилоти кількісно переносять в мірну колбу об’ємом 1 л і доводять до риски дистильованою водою.

розчин NaOH, c(NaOH) = 0,1 н,

Фіксанал з розчином натрій гідроксиду кількісно переносять в мірну колбу об’ємом 1 л і доводять до риски дистильованою водою.

Хром темно-синій (тв.)

Змішують хром темно-синій і натрій хлорид у співвідношенні (1:100).

0,1 н розчин трилону Б

Фіксанал трилону Б розчиняють в 1 л дистильованої води.

Амонійний буферний розчин з pH = 10

Приготування 0,2 М ацетатного буферу з pH 3,6-5,8

$CH_3COONa \cdot 3H_2O$, M_r =136,08		
pH	0,2 М $CH_3COONa \cdot 3H_2O$, мл	0,2 М CH_3COOH, мл
3.6	0,75	9,25
3,8	1,2	8,8
4,0	1,8	8,2
4,2	2,65	7,35
4,4	3,7	6,3
4,6	4,9	5,1
4,8	5,9	4,1
5,0	7,0	3,0
5,2	7,9	2,1
5,4	8,6	1,4
5,6	9,1	0,9
5,8	9,4	0,6

Приготування фосфатного буферу Серенсена (pH 4,94-10,00)

Для виготовлення суміші готують два розчини:

1) розчиняють 11,876 г Na2HPO4.12H2O в 1 л дистильованої води;

2) розчиняють 9,078 г KH2PO4 в 1 л дистильованої води.

Для одержання наведених в таблиці значень pH розчини змішують у зазначених співвідношеннях (з розрахунку на 10 частин).

pH	Na_2HPO_4, мл	KH_2PO_4, мл	pH	Na_2HPO_4, мл	KH_2PO_4, мл
4,94	0,10	9,90	6,98	6,00	4,00
5,29	0,25	9,75	7,17	7,00	3,00
5,59	0,50	9,50	7,38	8,00	2,00
5,91	1,00	9,00	7,73	9,00	1,00
6,24	2,00	8,00	8,04	9,50	0,50
6,47	3,00	7,00	8,34	9,75	0,25
6,64	4,00	6,00	8,67	9,90	0,10
6,81	5,00	5,00	9,18	10,00	0,00

Базові показники води після дистиляції

Назва показника (елемента)	Концентрація, мг/дм³
Залишок домішок після випаровування	> 5
Кількість амонійних солей і аміака	> 0,02
Вміст нітратів	> 0,2
Наявність у складі сульфатів	> 0,5
Рівень хлорування	> 0,02
Наявність іонів алюмінію	> 0,05
Залишки феруму	> 0,05
Частка іонів кальцію	> 0,8
Наявність іонів купруму	> 0,02
Наявність у складі іонів плюмбуму	> 0,05
Наявність у складі іонів цинку	> 0,2
Концентрація відновних елементів	> 0,08
Кислотність рідини	5,4-6,6
Питома електропровідність	$5 \cdot 10^{-4}$